This is a digital copy of a book that was preserved for generations on library shelves before it was carefully scanned by Google as part of a project to make the world's books discoverable online.

It has survived long enough for the copyright to expire and the book to enter the public domain. A public domain book is one that was never subject to copyright or whose legal copyright term has expired. Whether a book is in the public domain may vary country to country. Public domain books are our gateways to the past, representing a wealth of history, culture and knowledge that's often difficult to discover.

Marks, notations and other marginalia present in the original volume will appear in this file - a reminder of this book's long journey from the publisher to a library and finally to you.

Usage guidelines

Google is proud to partner with libraries to digitize public domain materials and make them widely accessible. Public domain books belong to the public and we are merely their custodians. Nevertheless, this work is expensive, so in order to keep providing this resource, we have taken steps to prevent abuse by commercial parties, including placing technical restrictions on automated querying.

We also ask that you:

+ *Make non-commercial use of the files* We designed Google Book Search for use by individuals, and we request that you use these files for personal, non-commercial purposes.
+ *Refrain from automated querying* Do not send automated queries of any sort to Google's system: If you are conducting research on machine translation, optical character recognition or other areas where access to a large amount of text is helpful, please contact us. We encourage the use of public domain materials for these purposes and may be able to help.
+ *Maintain attribution* The Google "watermark" you see on each file is essential for informing people about this project and helping them find additional materials through Google Book Search. Please do not remove it.
+ *Keep it legal* Whatever your use, remember that you are responsible for ensuring that what you are doing is legal. Do not assume that just because we believe a book is in the public domain for users in the United States, that the work is also in the public domain for users in other countries. Whether a book is still in copyright varies from country to country, and we can't offer guidance on whether any specific use of any specific book is allowed. Please do not assume that a book's appearance in Google Book Search means it can be used in any manner anywhere in the world. Copyright infringement liability can be quite severe.

About Google Book Search

Google's mission is to organize the world's information and to make it universally accessible and useful. Google Book Search helps readers discover the world's books while helping authors and publishers reach new audiences. You can search through the full text of this book on the web at `http://books.google.com/`

A propos de ce livre

Ceci est une copie numérique d'un ouvrage conservé depuis des générations dans les rayonnages d'une bibliothèque avant d'être numérisé avec précaution par Google dans le cadre d'un projet visant à permettre aux internautes de découvrir l'ensemble du patrimoine littéraire mondial en ligne.

Ce livre étant relativement ancien, il n'est plus protégé par la loi sur les droits d'auteur et appartient à présent au domaine public. L'expression "appartenir au domaine public" signifie que le livre en question n'a jamais été soumis aux droits d'auteur ou que ses droits légaux sont arrivés à expiration. Les conditions requises pour qu'un livre tombe dans le domaine public peuvent varier d'un pays à l'autre. Les livres libres de droit sont autant de liens avec le passé. Ils sont les témoins de la richesse de notre histoire, de notre patrimoine culturel et de la connaissance humaine et sont trop souvent difficilement accessibles au public.

Les notes de bas de page et autres annotations en marge du texte présentes dans le volume original sont reprises dans ce fichier, comme un souvenir du long chemin parcouru par l'ouvrage depuis la maison d'édition en passant par la bibliothèque pour finalement se retrouver entre vos mains.

Consignes d'utilisation

Google est fier de travailler en partenariat avec des bibliothèques à la numérisation des ouvrages appartenant au domaine public et de les rendre ainsi accessibles à tous. Ces livres sont en effet la propriété de tous et de toutes et nous sommes tout simplement les gardiens de ce patrimoine. Il s'agit toutefois d'un projet coûteux. Par conséquent et en vue de poursuivre la diffusion de ces ressources inépuisables, nous avons pris les dispositions nécessaires afin de prévenir les éventuels abus auxquels pourraient se livrer des sites marchands tiers, notamment en instaurant des contraintes techniques relatives aux requêtes automatisées.

Nous vous demandons également de:

+ *Ne pas utiliser les fichiers à des fins commerciales* Nous avons conçu le programme Google Recherche de Livres à l'usage des particuliers. Nous vous demandons donc d'utiliser uniquement ces fichiers à des fins personnelles. Ils ne sauraient en effet être employés dans un quelconque but commercial.

+ *Ne pas procéder à des requêtes automatisées* N'envoyez aucune requête automatisée quelle qu'elle soit au système Google. Si vous effectuez des recherches concernant les logiciels de traduction, la reconnaissance optique de caractères ou tout autre domaine nécessitant de disposer d'importantes quantités de texte, n'hésitez pas à nous contacter. Nous encourageons pour la réalisation de ce type de travaux l'utilisation des ouvrages et documents appartenant au domaine public et serions heureux de vous être utile.

+ *Ne pas supprimer l'attribution* Le filigrane Google contenu dans chaque fichier est indispensable pour informer les internautes de notre projet et leur permettre d'accéder à davantage de documents par l'intermédiaire du Programme Google Recherche de Livres. Ne le supprimez en aucun cas.

+ *Rester dans la légalité* Quelle que soit l'utilisation que vous comptez faire des fichiers, n'oubliez pas qu'il est de votre responsabilité de veiller à respecter la loi. Si un ouvrage appartient au domaine public américain, n'en déduisez pas pour autant qu'il en va de même dans les autres pays. La durée légale des droits d'auteur d'un livre varie d'un pays à l'autre. Nous ne sommes donc pas en mesure de répertorier les ouvrages dont l'utilisation est autorisée et ceux dont elle ne l'est pas. Ne croyez pas que le simple fait d'afficher un livre sur Google Recherche de Livres signifie que celui-ci peut être utilisé de quelque façon que ce soit dans le monde entier. La condamnation à laquelle vous vous exposeriez en cas de violation des droits d'auteur peut être sévère.

À propos du service Google Recherche de Livres

En favorisant la recherche et l'accès à un nombre croissant de livres disponibles dans de nombreuses langues, dont le français, Google souhaite contribuer à promouvoir la diversité culturelle grâce à Google Recherche de Livres. En effet, le Programme Google Recherche de Livres permet aux internautes de découvrir le patrimoine littéraire mondial, tout en aidant les auteurs et les éditeurs à élargir leur public. Vous pouvez effectuer des recherches en ligne dans le texte intégral de cet ouvrage à l'adresse `http://books.google.com`

LENOX LIBRARY

Astor Collection.
Presented in 1884.

TRAITÉ
DE CHIMIE

APPLIQUÉE AUX ARTS ET MÉTIERS.

ASTOIN NEW-YORK 3-VOE

A. PIHAN DELAFOREST,
Imprimeur de M. le Dauphin et de la Cour de Cassation,
rue des Noyers, n° 37.

TRAITÉ
DE CHIMIE
APPLIQUÉE
AUX ARTS ET MÉTIERS,

Et principalement à la Fabrication des Acides sulfurique, nitrique, muriatique ou hydrochlorique, de la Soude, de l'Ammoniaque, du Cinabre, Minium, Céruse, Alun, Couperose, Vitriol, Verdet, Bleu de cobalt, Bleu de Prusse, Jaune de chrôme, Jaune de Naples, Stéarine et autres produits chimiques; des Eaux minérales, de l'Ether, du Sublimé, du Kermès, de la Morphine, de la Quinine, et autres préparations pharmaceutiques; du Sel, de l'Acier, du Fer-blanc, de la Poudre fulminante, de l'Argent et du Mercure fulminans, du Salpêtre et de la Poudre, de la Porcelaine, des Pierres précieuses, du Papier, du Sucre de betteraves, de la Bière, de l'Eau-de-Vie, du Vinaigre, de la Gélatine; à l'art du Fondeur en fer et en cuivre, de l'Artificier, du Verrier, du Potier, du Teinturier, du Lithographe, du Blanchisseur, du Tanneur, Corroyeur, etc. à l'extraction des Métaux, l'Eclairage au gaz, etc., etc.

Par M. J. J. Guilloud,

PROFESSEUR DE MATHÉMATIQUES ET DE PHYSIQUE;

AVEC LES PLANCHES NÉCESSAIRES A L'INTELLIGENCE DU TEXTE.

PREMIÈRE PARTIE.

PARIS,

RAYNAL, LIBRAIRE-EDITEUR,

RUE PAVÉE-SAINT-ANDRÉ-DES-ARCS, N° 13.

1830.

LENOX LIBRARY
NEW YORK

PRÉFACE.

Dans le traité de *Physique appliquée aux Arts et Métiers*, publié dans l'année 1827, nous avons indiqué le but que nous nous proposions dans cet ouvrage, ainsi que dans celui de *Chimie*, que nous publions aujourd'hui, et dans celui de *Mécanique*, qui le suivra bientôt : il est donc inutile de le répéter ici.

La difficulté de resserrer dans un petit cadre les matières nombreuses que renferme la chimie appliquée aux arts, a été cause du retard apporté à la publication du présent ouvrage, qui devait avoir lieu beaucoup plus tôt. Les demandes réitérées des personnes qui ont notre *Physique* et qui attendent notre *Chimie*, nous ont engagé, pour les satisfaire plus promptement, à la publier en deux parties : la première contenant la chimie minérale, et la seconde, la chimie végétale et animale.

Cette seconde partie suivra de près la première.

Nous n'indiquerons pas ici le plan de l'ouvrage, la table des chapitres l'indiquera suffisamment.

Pour faciliter les renvois, nous avons mis des numéros au commencement des paragraphes. Tous les renvois indiqués par un chiffre entre parenthèses se rapportent au paragraphe de la *Chimie* qui porte le même numéro ; ceux qui sont accompagnés de la lettre p. se rapportent à la page de notre *Physique* qui porte le numéro précédant la lettre p.

ABRÉVIATIONS

EMPLOYÉES DANS CET OUVRAGE.

° signifie degrés du thermomètre.
deg ..... degrés de l'alcoomètre de Gay-Lussac.
o ..... degrés du cercle ou la 360e partie de la circonférence, ou bien angle égal à la 90e partie de l'angle droit.
° B..... degrés de l'aréomètre de Beaumé (324 p.).
k ..... kilogramme.
l ..... litre.
g ..... gramme.
a ..... aune.
m ..... mètre.
dm ..... décimètre.
cm ..... centimètre.
mm..... millimètre.
q ..... à la suite des quatre abréviations précédentes, signifie carré.
c ..... dans le même cas, signifie cube.
c ..... caloric.
d ..... dynamie.
= ..... égale.
+ ..... plus.
— ..... moins.
× ..... multiplié par.
—— ... placé entre deux quantités qui sont l'une sur l'autre, signifie divisé par.
: ..... divisé par ou bien est à.
:: ..... comme.
$\sqrt{}$ ..... racine carrée.
p. ..... précédé d'un chiffre, signifie physique.

CHIMIE

APPLIQUÉE

AUX ARTS ET MÉTIERS.

LIVRE PREMIER.

NOMENCLATURE

ET PROPORTIONS CHIMIQUES.

CHAPITRE PREMIER.

INTRODUCTION.

1. Il y a des corps qu'on ne peut pas décomposer et d'autres, au contraire, dont on peut extraire plusieurs corps de nature différente; les premiers se nomment *élémens*, ou *corps simples*; les derniers *corps composés*.

L'étude des lois suivant lesquelles s'opèrent la

composition et la décomposition des corps, forme l'objet de la chimie; tandis que la physique s'occupe de l'action extérieure qu'ils exercent les uns sur les autres, sans changer de nature.

Séparer les élémens d'un corps pour parvenir à connaître quels sont ces élémens et leurs quantités respectives, est ce qu'on appelle faire *l'analyse* de ce corps; prouver quels sont ces élémens par la recomposition du corps, est ce qu'on nomme *synthèse*. Presque toutes les opérations de la chimie renferment en même temps de l'analyse et de la synthèse.

Les anciens, d'après Aristote, pensaient que tous les corps étaient composés de quatre élémens : la terre, l'eau, l'air et le feu; mais il est prouvé aujourd'hui que les trois premiers sont composés, et on peut seulement dire qu'il y a quatre espèces de corps : solides, liquides, aériformes et impondérables. (9 p.)

2. On nomme *combinaison* de deux corps, un corps formé des deux premiers et qui contient de l'un et de l'autre jusque dans ses dernières particules sensibles, c'est en cela que la combinaison diffère du *mélange;* dans celui-ci on peut encore apercevoir les particules des corps composans; la plupart du temps, d'ailleurs, les combinaisons ont des propriétés toutes différentes des corps composans, ce qui n'arrive pas pour les mélanges.

Relativement à un composé quelconque, ses articules les plus tenues, mais qui sont toujours de la même nature que lui, se nomment ses *molécules intégrantes;* si, au contraire, on imagine les molécules des deux corps qui le composent, séparées, on les nomme molécules *constituantes;* on peut substituer le mot *atome* au mot molécule.

3. Les molécules des corps ont plus ou moins de tendance à s'unir ou à rester unies. Cette tendance entre molécules de même nature, se nomme *cohésion;* entre molécules de natures diverses, se nomme *affinité.*

L'affinité est donc une force qui tend à opérer la combinaison des corps; la cohésion tantôt la combat, tantôt la favorise. Si deux corps que l'on met en présence jouissent d'une grande force de cohésion, il est évident qu'elle s'opposera à leur combinaison; c'est ainsi que les combinaisons ont rarement lieu entre corps solides, souvent entre un solide et un liquide, et plus aisément encore entre deux liquides; si, au contraire, c'est le composé qui doit résulter de la combinaison de deux corps, qui jouit d'une grande force de cohésion, cela favorisera cette combinaison; c'est ainsi que lorsque deux liquides mêlés contiennent les élémens d'un corps solide, ce corps se forme toujours et se précipite au fond de la liqueur.

4. La cohésion ou attraction entre molécules de même nature, n'agit point d'une manière irrégulière; mais il paraît, au contraire, que les atomes intégrans tendent à se rapprocher de préférence sur certaines faces que sur d'autres, aussi toutes les fois que ce rapprochement est lent, le corps prend une forme régulière : ce phénomène a reçu le nom de cristallisation.

On peut faire cristalliser un corps de plusieurs manières : 1° certains corps se dissolvent dans l'eau ou l'alcool en plus grande quantité lorsqu'elle est chaude que lorsqu'elle est froide; dans ce cas on en opère la dissolution à chaud, et à mesure que le liquide se refroidit, le corps dissous se dépose en cristaux, soit au fond ou sur les parois du vase, soit sur des corps quelconques qu'on lui présente; 2° on dissout dans l'eau le corps qu'on veut faire cristaliser, et on la laisse évaporer à l'air, ou on la vaporise par la chaleur, et à mesure que le liquide diminue, le corps dissous cristalise; 3° on le fait fondre au moyen de la chaleur, on en laisse refroidir la surface, on perce la croûte qui s'y forme et on fait couler la partie encore liquide, la partie solidifiée qui touchait cette partie liquide présente des formes plus ou moins prononcées de cristallisation. Le soufre en offre de très remarquables; 4° quelques solides nt la propriété de se vaporiser sans passer par l'état liquide, et on emploie ce moyen pour les

faire cristalliser; c'est ainsi que si l'on chauffe de l'arsénic dans un creuset couvert ou une cornue, de manière à en rougir le fond sans faire autant chauffer la partie supérieure, après le refroidissement on trouvera dans cette dernière partie l'arsénic cristallisé : cette opération se nomme *sublimation*.

CHAPITRE II.

NOMENCLATURE CHIMIQUE.

5. Les *élémens* ou corps simples sont aujourd'hui au nombre de cinquante-un, qu'on nomme :

1. Oxigène.

Corps combustibles non métalliques.

2. Hydrogène.
3. Bore.
4. Carbone.
5. Phosphore.
6. Soufre.
7. Sélénium.
8. Iode.
9. Chlore.
10. Fluor.
11. Azote.
12. Silicium.
13. Zirconium.

Métaux.

14. Aluminium.
15. Yttrium.
16. Glucinium.
17. Magnésium.
18. Calcium.
19. Strontium.
20. Barium.
21. Lithium.
22. Sodium.
23. Potassium.
24. Manganèse.
25. Zinc.
26. Fer.
27. Etain.
28. Arsénic.
29. Molybdène.
30. Chrôme.
31. Tungstène.
32. Tantale.
33. Antimoine.
34 Urane.
35. Cérium.
36. Cobalt.
37. Cadmium.
38. Titane.
39. Bismuth.
40. Cuivre.
41. Tellure.
42 Nickel.
43. Plomb.
44. Mercure.
45. Osmium.
46. Argent.
47. Rhodium.
48. Palladium.
49. Or.
50. Platine.
51. Iridium.

Parmi ces corps, il y en a quelques-uns qui ne sont connus que dans le laboratoire du chimiste, et qui n'ont aucun usage dans les arts, ni eux ni leurs composés; nous nous contenterons de donner leurs noms ou tout au plus une courte notice en quelques lignes.

6. Ils sont, comme on voit, distribués en trois classes; l'oxigène occupe seul la première. Comme c'est le corps qui joue le principal rôle dans la nature, il convient de l'examiner plus spécialement que tout autre; il est susceptible de se combiner avec tous les autres, toujours avec développement de calorique et souvent de lumière: cette combinaison se nomme *combustion*. Ainsi lorsqu'on dit qu'un corps brûle, cela veut dire qu'il se combine avec l'oxigène; ordinairement on n'entend par ce mot que la combinaison accompagnée de chaleur et de lumière, mais aux yeux du chimiste le concours de ces deux circonstances n'est pas nécessaire pour qu'il y ait combustion; car le phénomène est toujours essentiellement le même, qu'il s'opère rapidement ou avec lenteur, et ce n'est que dans le premier cas qu'il y a développement sensible de chaleur et de lumière; dans le second, comme ils se développent peu à peu et se dissipent à mesure, ils ne sont pas perceptibles. C'est à cause de cette aptitude de tous les corps à se combiner avec l'oxigène, que l'on nomme tous les autres corps

ombustibles. Nous les avons mis, comme on voit, en deux classes : les métalliques et les non métalliques; il ne nous paraît pas possible de donner une définition précise de la distinction qu'il y a entre ces deux classes, car il y a des métaux très denses, d'autres fort peu, il y en a de très ductiles et d'autres très cassans; le seul caractère qui distingue les métaux est leur brillant, qu'on nomme *brillant métallique*, et qui ne se confond pas avec toute autre espèce de brillant. Parmi les corps que nous avons mis dans la liste des métaux, il y en a qui sont ordinairement à l'état métallique, tels que l'or et l'argent, d'autres qu'on y amène avec peine, et qui y restent difficilement, comme le sodium et le potassium, et d'autres enfin qu'on n'admet que par analogie, mais qu'on n'a jamais vus d'une manière non équivoque, tels que le magnésium et quelques autres.

7. Les corps simples combinés à l'oxigène prennent le nom de corps brûlés, et se divisent en deux classes, les *acides* et les *oxides;* on nomme acides les corps brûlés qui ont la propriété de rougir la couleur bleue de tournesol, et quelques autres couleurs bleues végétales; les acides non solubles dans l'eau ne peuvent produire cet effet, mais ils neutralisent les alkalis, corps dont nous allons bientôt parler, c'est-à-dire détruisent leurs propriétés; les oxides sont les

corps brûlés qui ne rougissent point la teinture de tournesol, la plupart au contraire, empêchent les acides de la rougir, et même ramènent au bleu celle qu'ils ont rougie ; parmi les oxides il y en a quelques-uns qui sont caustiques, c'est-à-dire qui agissent fortement sur la peau animale et la désorganisent, et qui rougissent la couleur jaune du curcuma, ils se nomment alkalis : cette action des alkalis est neutralisée par leur combinaison avec les acides (265).

8. Les oxides se divisent naturellement en oxides métalliques et oxides non métalliques. Il arrive souvent qu'un même corps est susceptible de s'unir à l'oxigène dans plusieurs proportions; alors pour distinguer ces divers oxides on emploie les mots *proto*, *deuto*, *trito*, qui signifient premier, second, troisième; le premier est le moins oxidé et le dernier est le plus oxidé, on nomme aussi celui-ci *péroxide*; mais lorsqu'il n'y en a que deux, c'est le deutoxide qui s'appelle peroxide : c'est ainsi qu'on dit *protoxide de plomb*, *deutoxide de plomb*, *tritoxide* ou *peroxide de plomb ; protoxide de fer*, *deutoxide* ou *peroxide de fer*.

9. Quant aux acides, on les désigne ordinairement en ajoutant la terminaison *ique*, mais lorsqu'un corps est susceptible de former deux acides, le moins oxigéné au lieu de la terminaison *ique*, prend la terminaison *eux*, c'est ains

qu'il y a l'acide *phosphorique*, et l'acide *phosphoreux*. Un corps est quelquefois susceptible de former plus de deux acides : nous verrons leurs noms à mesure que nous en parlerons; cette nomenclature a quelques exceptions que l'on verra par l'usage. Le corps qui, par sa combinaison avec l'oxigène, forme un acide, se nomme le *radical* de cet acide, ainsi le phosphore est le radical des acides phosphoreux et phosphorique.

10. On avait cru d'abord que tous les acides contenaient de l'oxigène; mais l'expérience ayant prouvé qu'il existe des corps qui jouissent de toutes les propriétés des acides sans contenir d'oxigène, on est convenu de les désigner en joignant les noms des corps simples qui les composent et tronquant l'un des deux, c'est ainsi que l'acide *hydrochlorique* désigne un acide formé par la combinaison de l'hydrogène et du chlore.

11. Passons maintenant aux combinaisons des combustibles entre eux. Lorsqu'il s'agit de deux combustibles non métalliques, on a coutume d'ajouter indifféremment la terminaison *ure* à l'un des deux; c'est ainsi qu'on nomme *carbure de soufre* ou *sulfure de carbone* la combinaison du soufre avec le charbon; on n'emploie pas ces dénominations si l'un des deux corps est gazeux, mais on ajoute à l'autre corps la terminaison *é:* c'est ainsi qu'on dit du gaz *hydrogène carboné*.

Si l'un des composans est métallique, c'est toujours à l'autre qu'on ajoute la terminaison *ure :* ainsi l'on dit *sulfure de plomb, phosphure de fer.*

Pour les combinaisons de deux métaux, on ne leur a pas donné de noms particuliers, mais on les a seulement désignés par le mot générique *alliage.*

12. Il n'y a pas de règle pour former les noms des combinaisons de deux acides ou de deux oxides, mais il n'en est pas de même pour celles d'un acide avec un oxide, qu'on nomme en général *sels*, et qui forment la classe de corps la plus nombreuse; leurs noms se forment du nom du radical de l'acide en changeant *ique* en *ate* et *eux* en *ite,* puis ajoutant le nom du métal de l'oxide ou de l'oxide lui-même : ainsi *sulfate de fer* indique la combinaison de l'acide sulfurique avec l'oxide de fer; mais, comme il y a plusieurs oxides de fer, si on veut distinguer les sulfates qui en résultent, on les nommera sulfate de protoxide de fer ou proto-sulfate de fer, sulfate de deutoxide ou deuto-sulfate, etc.., et on nommera *sulfite* les combinaisons où entrera l'acide sulfureux au lieu de l'acide sulfurique.

13. Dans ces sortes de composés quelquefois l'oxide est juste en quantité suffisante pour neutraliser l'acide, c'est-à-dire pour l'empêcher de

rougir la teinture de tournesol; quelquefois il y en a une dose plus que suffisante, ou insuffisante pour cela; dans le premier cas, on le désigne par *sel neutre*, dans le second, par *sous-sel*, dans le troisième, par *sel acide*. C'est ainsi qu'on dit *sulfate acide*, *sulfate neutre*, *sous-sulfate*.

Comme on a observé que les sels acides contiennent deux, trois ou quatre fois autant d'acide que les sels neutres, à fort peu d'exceptions près, on les désigne aussi par les syllabes *bi*, *tri*, *quadri*; c'est ainsi qu'on dirait : *bi-sulfate*, *tri-sulfate*, *quadri-sulfate*.

14. Il y a quelques substances composées qui, comme les oxides métalliques, s'unissent aux acides, les neutralisent et forment avec eux des composés dont les propriétés sont si semblables à celles des sels qu'on ne peut s'empêcher de les leur assimiler, nous nommerons ces composés *bases salifiables*, et leurs combinaisons avec les acides suivent la nomenclature précédente; ainsi l'on dit *sulfate d'ammoniaque* pour la combinaison de l'acide sulfurique avec l'ammoniaque.

Telle est la nomenclature adoptée aujourd'hui, il y a peu d'exceptions aux règles que nous avons données; l'usage les fera connaître. Quant aux composés qui constituent les matières végétales et animales, il a été généralement impossible de la leur appliquer, parce que la plupart d'entre eux ne diffèrent que par les proportions de leurs

corps constituans qui sont toujours plusieurs outre l'oxigène.

15. Quoique les corps impondérables : le calorique, la lumière, le fluide électrique et le fluide magnétique, jouent souvent un grand rôle dans les compositions chimiques, nous n'en ferons pas de chapitre particulier ; nous avons donné dans notre *Physique* ce qu'il est nécessaire d'en connaître pour comprendre tout ce que nous en dirons lorsque nous parlerons de leur action sur les divers corps que nous étudierons. Le calorique est celui qui a le plus d'influence ; le fluide électrique mis en mouvement par la pile (468 p.) décompose presque tous les corps comme nous avons expliqué qu'il décompose l'eau ; lorsqu'on y soumet les oxides, par exemple, un peu humectés, le métal se rend au pôle cuivre, et l'oxigène au pôle zinc ; de même, l'acide des sels se rend au pôle zinc, et l'oxide au pôle cuivre ; mais cette action de la pile n'a encore reçu dans les arts aucune application qui nous soit connue, autre que celle que nous avons indiquée (470 p.), c'est pourquoi nous n'en dirons rien de plus.

CHAPITRE III.

SYSTÈME ATOMIQUE ET PROPORTIONS CHIMIQUES.

16. Pendant long-temps le peu d'analyses exactes et bien constatées, a empêché d'apercevoir les lois qui lient entre elles les diverses combinaisons des corps; mais à mesure que les faits bien observés se sont multipliés, leur examen attentif a fait apercevoir que les élémens ne se combinent pas dans des proportions fortuites et indépendantes les unes des autres, dans les corps qui en sont composés. On a remarqué, au contraire que, si on cherche par expérience les nombres qui représentent les rapports dans lesquels cinquante des corps simples se combinent avec le cinquante-unième, ces mêmes nombres représentent aussi les rapports dans lesquels ceux-là se combinent entre eux; en prenant ces nombres une fois, deux fois, ou dans tous les cas un petit nombre de fois. Richter a d'abord aperçu la possibilité d'une telle représentation, et le docteur Wollaston a le premier dressé une table étendue de ces nombres, qu'il a appelés *nombres proportionnels:* table très commode en ce qu'elle per-

met de calculer très facilement la quantité d'un corps quelconque qui entre dans un composé; car elle ne s'étend pas seulement aux corps absolument élémentaires, mais aussi à ceux qui, quoique composés, entrent comme élémens dans d'autres plus composés. Par exemple, les nombres proportionnels du soufre, de l'oxigène, du potassium sont 2012, 1000, 9798; une proportion de soufre et trois d'oxigène forment l'acide sulfurique, qui sera donc représenté par $2012 + 3000 = 5012$; une de potassium et deux d'oxigène forment la potasse, elle sera donc représentée par $9798 + 2000 = 11798$; maintenant une de potasse et deux d'acide sulfurique forment le sulfate de potasse, il sera donc représenté par $11798 + 2 \times 5012 = 21822$. On peut remarquer qu'il y a 6000 d'oxigène dans l'acide et 2000 dans l'oxide, c'est-à-dire que l'un est triple de l'autre, il en est de même dans tous les sulfates; il suffit donc de connaître la composition de l'oxide pour calculer celle du sulfate; il y a ainsi un rapport constant entre l'oxigène de l'oxide et celui de l'acide pour tous les sels et ce rapport est toujours très simple et presque toujours un nombre entier (21).

Le docteur Wollaston n'avait considéré ces nombres que comme exprimant un fait et pouvant être d'un usage très commode, mais on a donné un corps à cette doctrine en imaginant

les corps composés de parcelles infiniment petites et indivisibles, qu'on a nommées atomes; on a imaginé ensuite que, lorsque les corps se combinent, les atomes s'assemblent un à un ou deux à deux, ou deux à trois, etc., mais toujours dans un rapport très simple, et le nom de *nombre proportionnel* a été remplacé par celui de *poids atomique*, parce qu'on a supposé qu'ils représentaient les poids respectifs des atomes. Plusieurs savans, à la tête desquels il faut placer M. Berzélius, se sont appliqués à déterminer les poids atomiques de tous les corps; dans les premières déterminations, il y a eu nécessairement un peu d'arbitraire, à cause de l'incertitude sur le nombre des atomes qui entrent dans les composés; mais après deux ou trois hypothèses plus ou moins probables, le reste a été d'une conséquence rigoureuse. Les uns, afin d'avoir des nombres entiers, ont pris pour unité le corps dont le poids atomique est le plus petit, c'est l'hydrogène; mais diverses considérations ont fait préférer l'oxigène, c'est celui qui est pris pour unité dans les tables dressées par Berzélius; ce sont celles qui sont le plus répandues et que nous adopterons dans ce Traité. Les poids atomiques des corps simples et la composition des principales combinaisons chimiques sont renfermés dans les tables suivantes, ces poids sont exprimés en millièmes de celui de l'oxigène.

17. *Poids atomiques des corps simples.*

Oxigène...	1000	Cadmium..	13935	Or.....	24860
Azote.....	885	Calcium...	5121	Palladium..	14075
Bore.....	2151	Cérium....	11494	Platine....	12152
Carbone...	765	Chrôme...	7036	Plomb.....	25890
Chlore....	2266	Cobalt..	7380	Potassium.	9798
Hydrogène.	62	Colombium.	23057	Rhodium..	15001
Iode.....	7809	Cuivre....	7914	Silicium...	2778
Phosphore.	1961	Étain.....	14706	Sodium....	5818
Selenium..	4959	Fer.....	6784	Strontium.	10946
Soufre....	2012	Glucinium.	6626	Tellure....	8065
Aluminium	3423	Lithium...	2556	Titane.....	7782
Antimoine.	16129	Magnésium.	2943	Tungstène.	11832
Argent....	27032	Manganèse.	7116	Urane.....	54230
Arsénic....	4701	Mercure...	25316	Zinc.....	8065
Barium....	17139	Molybdène.	5986	Zirconium.	8401
Bismuth...	17738	Nickel....	7395	Yttrium...	8051

18. *Nombre d'atomes d'oxigène contenus dans les principaux oxides pour un atome de métal.*

		Protoxides de :		*Deutoxides de :*	
Eau.	1/2	Antimoine..	3	Calcium....	4
Silice.	3	Manganèse..	2	Strontium. .	4
Zircone. ...	3	Zinc.	2	Barium.....	4
Alumine....	3	Fer.	2	Sodium. ...	3
Glucine. ...	3	Etain.	2	Potassium..	6
Yttria.	2	Cobalt.	2	Manganèse..	3
Magnésie...	2	Bismuth....	2	Peroxide. ..	4
Chaux.	2	Cuivre.	1	Fer.....	3
Strontiane..	2	Nickel.	2	Etain.	4
Baryte.	2	Plomb.	2	Cobalt.	3
Lithine.....	2	Mercure....	1	Cuivre.	2
Soude.....	2	Argent.	2	Nickel.	3
Potasse.....	2	Or.....	1	Plomb.	4
		Platine.....	1	Mercure....	2
				Or.....	3
Ammoniaque = 1 azote + 3 hydrog.				Platine.....	2

19. *Nombre d'atomes d'oxigène contenus dans les acides, pour un atome du radical.*

Nitreux... 2	Phosphoreux. 1 1/2	Arsénieux .. 1 1/2
Nitrique. . 2 1/2	Phosphorique 2 1/2	Arsénique. . 2 1/2
Borique... 6	Sélénique.... 2	Chromique. 6
Carbonique 2	Sulfureux... 2	Colombique. 3
Chlorique.. 2 1/2	Sulfurique... 3	Molybdeux. 2
Iodique... 2 1/2	Antimonieux. 4	Molybdique. 3
	Antimonique. 5	Titanique. . 4

20. *Nombre d'atomes d'hydrogène contenus dans les hydracides, pour un atome de base.*

Hydrochlorique..... 1	Hydrosélénique..... 2
Hydriodique..... 1	Hydrosulfurique..... 2

21. *Rapport de l'oxigène de l'acide à l'oxigène de l'oxide dans les sels.*

Nitrates.... 5	Sulfates..... 3	Borates.... 6
Chlorates... 5	Chromates... 3	Carbonates. 2
Iodates..... 5	Colombates. 3	Titanates. . 2
Phosphates.. 2 1/2	Molybdates. 3	Sulfites.... 2
Arséniates. . 2 1/2	Silicates. ... 3	Arsénites. . 1 1/2

22. Cette même table représentera la quantité d'ammoniaque contenue dans les sels ammoniacaux, en remplaçant chaque atome d'oxigène par deux atomes d'ammoniaque, pesant chacun 1071.

23. Lorsqu'un hydracide se combine avec un oxide, l'hydrogène du premier est toujours à l'oxigène du second dans un rapport convenable pour produire l'eau, c'est-à-dire en atomes :: 2:1 (122).

24. Ces tables permettent de calculer la composition d'un très grand nombre de corps, nous donnerons seulement trois exemples :

1er *exemple :* On demande la composition du sulfate de potasse.

La table (19) donne 1 soufre + 3 oxigène = acide sulfurique.

La table (18) donne 1 potassium + 2 oxigène = potasse; mais la table (21) indique que l'oxigène de l'acide doit être triple de celui de l'oxide, il faut pour cela doubler la première ligne et on obtient :

$$\left.\begin{array}{l} \text{2 soufre + 6 oxigène =} \\ \text{acide sulfurique} \\ \text{1 potassium + 2 oxigène} \\ \text{= potasse.} \end{array}\right\} = \text{sulf. de potass.}$$

Reste à remplacer les atomes par leurs poids pris dans la table (17) et on obtiendra

4024 soufre + 6000 oxigène = 10024 acide sulfurique
9798 potassium + 2000 oxigène = 11798 potasse
} = 21822 sulfate de potasse.

Si on voulait maintenant connaître la composition de 100 k. par exemple de sulfate de potasse, il suffirait de réduire tous les nombres ci-dessus dans le rapport de 21822 : 100. Par là on trouverait que 100 de sulfate de potasse se composent de 46 d'acide sulfurique et 54 de potasse, ou bien 19 de soufre, 36 d'oxigène et 45 de potassium.

2° *exemple :* On a 50 de sulfate de deutoxide de cuivre sec, on voudrait savoir combien il faudrait de zinc pour remplacer le cuivre dans ce sulfate, ou le *précipiter*. Nous verrons par la suite que dans cette opération le zinc ne passe qu'à l'état de protoxide.

En faisant le calcul comme ci-dessus, on trouvera 1° que

2 soufre + 6 oxigène
1 cuivre + 2 oxigène
} = sulfate de cuivre.

Et que ce sulfate pèse 19938;

2° que

2 soufre + 6 oxigène
1 zinc + 2 oxigène
} = sulfate de zinc.

Un atome de cuivre doit donc être remplacé par un atome de zinc; or, celui-ci pèse 8065, c'est donc là la quantité de zinc qu'il faut pour

19938 de sulfate, et comme il s'agit de 50 je pose la proportion

$$19938 : 8065 :: 50 : x. \text{ d'où } x = 20,2$$

3° *exemple* : On demande la composition du protosulfure de plomb ?

Comme cette composition n'est pas donnée immédiatement par les tables ci-dessus, il faut par leur moyen chercher les proportions d'un composé qui renferme ce sulfure, la loi (23) en offre le moyen; imaginons donc que l'on combine acide hydrosulfurique = 1 soufre + 2 hydrogène (20) avec protoxide de plomb = 1 plomb + 2 oxigène (18); comme ici l'hydrogène n'est pas double de l'oxigène comme le dit la loi (23), il faut doubler la première ligne et on obtient,

2 soufre + 4 hydrogène. 1 plomb + 2 oxigène,

Supprimant l'oxigène et l'hydrogène qui forment de l'eau, il restera 2 soufre + 1 plomb pour le sulfure de plomb, on aurait obtenu le même résultat en calculant d'abord le sulfate de plomb, on aurait trouvé (19) (21)

$$\left.\begin{array}{l}2 \text{ soufre} + 6 \text{ oxigène} \\ 1 \text{ plomb} + 2 \text{ oxigène}\end{array}\right\} = \text{sulfate de plomb.}$$

Supprimant l'oxigène reste 2 soufre + 1 plomb pour le sulfure. A la place des atomes mettant leurs poids, on aura :

4024 soufre + 25890 plomb = 29914 sulfure de plomb, ou bien en réduisant proportionnellement 100 de sulfure = 13 plomb + 87 soufre.

LIVRE II.

CORPS SIMPLES.

CHAPITRE PREMIER.

OXIGÈNE ET COMBUSTION.

25. Le gaz oxigène a une pesanteur spécifique de 0,00143 (6. p.); il est transparent et sans odeur; c'est, comme nous l'avons déja dit, le corps qui joue le principal rôle dans la nature; c'est le seul qui soit propre à la combustion et à la respiration.

26. Quoique l'oxigène soit nécessaire pour la respiration, il n'y serait pas propre s'il était pur; lorsqu'on enferme un animal dans un espace d'air limité, il en a bientôt épuisé l'oxigène, et périt si on ne renouvelle pas l'air qu'il respire; mais si on le met dans l'oxigène pur, il périt également en fort peu de temps, et il paraît que la quantité 0,21 que l'air atmosphérique en contient, est la plus convenable pour la respiration.

L'homme consume environ 800 litres d'oxigène par jour, et comme ce gaz forme les 0,21 de l'air atmosphérique, il s'ensuit que la consommation d'air est 3800 litres par jour; mais dès que l'air ne contient plus que 0,18 d'oxigène, la gène qu'éprouve la respiration devient insupportable; l'air a donc besoin d'être renouvelé aussitôt qu'il y en a 0,03 d'absorbé, ce qui rend sept fois plus grand le renouvellement nécessaire et le porte à 26,600 litres ou 27 mètres cubes; d'autre part, le désagrément de respirer plusieurs fois le même air ne provient pas seulement du défaut d'oxigène, mais des exhalaisons qu'il renferme, c'est pour cela que nous avons pris une quantité 4 et même 16 fois plus grande (157. p.) pour rendre la respiration absolument libre.

C'est cet oxigène absorbé qui produit environ les trois quarts de la chaleur que développent les fonctions animales; ce gaz qui, dans les poumons est en contact avec le sang, en est absorbé et celui-ci en échange exhale de l'acide carbonique c'est-à-dire une combinaison d'oxigène et de carbone, c'est cette combinaison qui produit le calorique dont nous venons de parler, c'est une véritable combustion.

27. Nous avons donné (215 p.), la théorie de la combustion; nous avons dit (6) que combustion et oxidation étaient deux choses absolument identiques, aussi la combustion est-elle beaucoup

plus active dans le gaz oxigène pur que dans l'air, de telle sorte que des corps qui ne peuvent brûler à l'air avec dégagement de chaleur et lumière, le font dans le gaz oxigène. Prenez, par exemple un fil d'acier, tournez-le en spirale, fixez le d'un bout au bouchon d'un bocal, et mettez à l'autre un morceau d'amadou, si vous remplissez le bocal de gaz oxigène au moyen de l'appareil hydropneumatique (126 p.), lorsqu'on y plongera la spirale d'acier après avoir mis le feu au morceau d'amadou, on verra le fil d'acier devenir incandescent et brûler d'un bout à l'autre.

28. La flamme est toujours produite par un gaz en combustion et sa température surpasse celle des corps solides, même chauffés au rouge; si, par une cause quelconque, on vient à refroidir le gaz qui brûle, sa combustion cessera; au-dessus d'une flamme quelconque, d'esprit-de-vin par exemple, mettez une toile métallique fine, je suppose de un fil par millimètre, et descendez-la de manière à couper la flamme au milieu, celle-ci ne passera pas au-dessus tant que la toile ne sera pas rouge; mais, quelques instans après la toile s'étant échauffée, ne refroidira plus les gaz et la flamme passera au travers.

29. C'est sur cette propriété de la toile métallique d'intercepter la combustion des gaz, qu'est fondée la lampe de sûreté inventée par M. Davy.

Dans les mines de houille il se dégage une certaine quantité de gaz inflammable, qui, se mêlant à l'air, produit de fortes détonations lorsqu'il vient à prendre feu, et cela a causé souvent la mort d'un grand nombre de mineurs;

Pour éviter de si graves accidens, on place la lumière destinée à éclairer le mineur dans une espèce de cage, de 5 ou 6 centimètres de diamètre, formée par une toile métallique de fil de fer de $\frac{1}{2}$ millimètre de grosseur, formant des mailles carrées de $\frac{1}{2}$ millimètre; quelques montans en fil de fer plus gros servent à la maintenir; lorsque le gaz arrive autour de l'ouvrier et pénètre dans sa lampe de sûreté, le diamètre de la flamme augmente et l'avertit du danger, sans le rendre imminent.

30. On se procure du gaz oxigène de plusieurs manières, nous n'en citerons que deux. On place dans une cornue, ou plus simplement dans un canon de fer, du peroxide de manganèse (326), on le soumet à la chaleur rouge et on lute au bout du canon un tube recourbé qui aboutit dans une cuve hydropneumatique : le premier gaz qui se dégage est fort impur; mais en laissant perdre un litre, celui d'après sera passablement pur. En mettant sur le peroxide de manganèse de l'acide sulfurique, une douce chaleur serait suffisante.

CHAPITRE II.

Corps combustibles non métalliques.

1. *Hydrogène.*

31. L'hydrogène pur est toujours à l'état de gaz, il n'a ni couleur, ni odeur; sa pesanteur spécifique est de 0,000089 à peu près treize fois moindre que l'air atmosphérique, c'est cette grande légèreté qui l'a rendu propre aux aérostats (88. p.).

Il portait autrefois le nom de *gaz inflammable*, parce qu'il a la propriété de s'enflammer; mais ce nom conviendrait également à beaucoup d'autres, c'est pourquoi on lui a substitué celui d'hydrogène. Quoique ce gaz soit inflammable, il éteint les corps en combustion lorsqu'il est sans mélange d'oxigène. Si on a de l'hydrogène dans un vase qu'on tienne à la renverse et qu'on y plonge une bougie enflammée, elle s'éteindra; mais elle mettra le feu à la surface du gaz qui est en contact avec l'air atmosphérique, et en ressortant doucement la bougie elle pourra s'y rallumer.

32. Si le gaz hydrogène au lieu d'être seulement en contact avec l'air atmosphérique y était

mélangé dans la proportion de un litre d'hydrogène pour deux d'air il s'enflammerait tout à coup et produirait une violente détonation, comme celles qui ont eu lieu dans les mines de houille (29), et qui sont produites par de l'hydrogène non pur, mais combiné au charbon, et dont nous parlerons sous le nom d'hydrogène carboné. Ce mélange d'un litre d'hydrogène avec deux d'air, ou mieux avec un demi-litre d'oxigène, forme ce qu'on nomme du *gaz tonnant*. Si on en renferme dans une vessie et qu'on le souffle dans de l'eau de savon en pressant la vessie, les bulles qui en résulteront détonneront avec grand bruit lorsqu'on en approchera une allumette enflammée.

33. L'hydrogène en se combinant à l'oxigène, dans la proportion de deux volumes pour un, ou en poids (267) de 124 sur 1000, forme de l'eau; cette combinaison produit la plus haute chaleur qu'on ait pu obtenir; le docteur Clarke a employé un appareil de ce genre; on comprime le mélange au moyen d'une pompe de compression dans un réservoir métallique, d'où il sort par une ouverture capillaire, cette ouverture capillaire empêche comme une toile métallique la flamme de passer et de produire la détonation du réservoir; pour éviter cette détonation, qui serait très dangereuse, on dispose l'appareil de manière que le gaz sortant du réservoir par un

tube, arrive dans l'huile, à la surface de laquelle il est obligé de traverser plusieurs toiles métalliques, et de là se rend au tube capillaire; de sorte que la flamme avant d'arriver au réservoir aurait à traverser le tube capillaire, les toiles métalliques et la couche d'huile, ce qui le rend tout-à-fait sans danger.

34. On se procure de l'hydrogène en mettant de l'acide sulfurique étendu d'eau en contact avec du fer ou du zinc; plus ces métaux présenteront une grande surface et mieux le gaz hydrogène se dégagera. Du vase où ce dégagement a lieu, part un conduit qui transporte le gaz sous un bocal placé sur la planchette de la cuve hydropneumatique. Il importe de laisser échapper les premières parties qui se dégagent; comme elles sont mêlées à de l'air atmosphérique, elles produiraient une détonation si on voulait faire brûler le gaz.

C'est au moyen du fer qu'on forme le gaz pour les ballons, le zinc serait préférable, mais il est plus cher.

Voici ce qui se passe dans cette opération: nous avons déja dit (12) que les acides tendent à se combiner avec les oxides métalliques pour former des sels, l'acide sulfurique tend donc à se combiner avec l'oxide de zinc pour former du sulfate de zinc; mais comme il est en contact avec du métal non oxidé, celui-ci pour se combiner

à l'acide, absorbe l'oxigène de l'eau dont l'hydrogène se dégage, et l'oxide de zinc qui en résulte forme, avec l'acide, du sulfate de zinc qui se dissout dans le liquide.

55. Mélangés l'un à l'autre l'oxigène et l'hydrogène, n'ont en général aucune influence l'un sur l'autre à la température ordinaire; mais une étincelle électrique ou le simple contact de quelques corps suffit pour déterminer la combustion; c'est d'après ce principe que sont formés les briquets à air inflammable.

Autrefois ces briquets étaient formés d'un réservoir contenant de l'air inflammable, dans lequel s'introduisait de l'eau par un tube venant d'un autre réservoir; on donnait issue au gaz, au moyen d'un robinet, par un autre tube dont l'orifice soufflait le gaz entre deux petites boules métalliques voisines l'une de l'autre, et lorsqu'on faisait passer d'une boule à l'autre une étincelle électrique, le jet de gaz s'enflammait; mais depuis qu'on a découvert que le simple contact de quelques corps suffit pour déterminer la combustion du gaz hydrogène, on a construit des briquets à air inflammable beaucoup plus simples.

Parmi tous les corps susceptibles de cette influence, celui qui en jouit au plus haut degré est le platine à l'état d'éponge (579), la construction la plus simple est représentée fig. 1 : *ab* est un vase revêtu d'un couvercle *ac*, dans ce vase est

une espèce d'entonnoir *de* renversé; en *e* est soudé à l'orifice de cet entonnoir, un tube et un robinet qui laisse échapper le gaz lorsqu'on l'ouvre; en *d* est un morceau de zinc placé sur un support de verre qui l'élève dans l'entonnoir, le vase *ab* n'est pas fermé hermétiquement, de sorte que l'atmosphère presse sur la surface du liquide qui y est contenu; ce liquide est de l'acide sulfurique étendu d'eau, d'abord il se met de niveau dans l'entonnoir et autour, mais le contact du zinc et de l'acide forme du gaz hydrogène qui s'accumule en *f*, en supposant le robinet fermé, et chasse l'acide de l'intérieur de l'entonnoir; lorsque celui-ci est plein de gaz, le zinc étant soustrait au contact de l'acide, il ne se produit plus d'hydrogène; lorsqu'on ouvre le robinet *e*, la pression du liquide chasse le gaz par l'orifice *g* contre une éponge de platine placée en *h*, et ce contact enflamme le gaz qui continue d'arriver, parce que le contact du zinc et de l'acide en produit continuellement, et quand on ferme le robinet le jeu recommence comme nous l'avons expliqué ci-dessus.

Nous ne parlerons pas ici de l'éclairage au gaz, parce que ce n'est point l'hydrogène pur qu'on y emploie, mais le gaz combiné au carbone (114).

2. *Bore.*

36. Le bore est un corps pulvérulent, brun

verdâtre, qui absorbe l'oxigène à la chaleur rouge et forme de l'acide borique; on l'extrait de l'acide borique en le mettant en contact avec du potassium, ce corps à l'état de pureté est sans usage.

3. *Carbone.*

37. Le carbone ou charbon pur est solide et aucune chaleur connue ne peut le rendre liquide ni le vaporiser, il se présente sous plusieurs formes.

Le plus rarement il se présente sous forme cristalline, transparente et assez dur pour rayer tous les corps, c'est le diamant qui n'est autre chose que du carbone dans un grand état de pureté; car lorsqu'on chauffe un gramme de diamant au rouge avec le contact de l'air ou de l'oxigène, il se transforme en entier en acide carbonique en absorbant 2^{g}, 65 d'oxigène, et cet acide carbonique est absolument identique avec celui qu'on forme de la même manière avec du charbon.

Les diamans sont ordinairement sans couleur, mais ils sont quelquefois légèrement colorés en gris, en brun, en rose, en jaune, en bleu ou en vert; ces trois dernières couleurs sont fort rares. La pesanteur spécifique du diamant est 3,5, et il a la propriété de réfracter fortement la lumière et d'en séparer les couleurs (433. p.);

c'est cette propriété dont il jouit au plus haut degré, qui en a fait un objet de parure et qui le fait distinguer des faux diamans qui ne reflètent jamais des couleurs aussi vives. Sa grande dureté l'a fait employer pour polir et graver les pierres précieuses dures, et couper le verre.

On trouve des diamans dans le royaume de Golconde et de Visapour en Asie, et au Brésil. Ils sont toujours situés dans des terrains sablonneux, à la surface de la terre ou à très peu de profondeur.

38. On trouve quelquefois le carbone noir, compacte, brillant, ressemblant à du charbon de terre : on le nomme *enthracite*; mais souvent il n'est pas pur et contient des oxides tels que silice, alumine ou oxide de fer; sa pesanteur spécifique est un peu variable et d'environ 1,8.

39. Comme les matières animales contiennent le carbone au nombre de leurs principes, que celui-ci n'est pas vaporisable, et qu'il ne peut brûler qu'autant qu'il a le contact de l'air, il en résulte que lorsqu'on soumet ces matières à une très haute température, la plupart des autres principes se dissipent et laissent pour résidu du charbon plus ou moins riche en carbone, tels sont le charbon de bois (775) et le charbon animal (837).

40. Le carbone imprégné de bitume constitue

la houille ou le charbon de terre qui est d'un usage si répandu comme combustible.

41. Les usages du carbone pur à l'état de diamant sont peu nombreux, on l'emploie comme parure, pour tailler les autres pierres précieuses, pour couper le verre.

Les usages du carbone impur sont au contraire très variés, tout le monde connaît ses emplois comme combustible; c'est par son moyen qu'on extrait les métaux de leurs mines, soit par la chaleur que produit sa combustion, soit par la propriété qu'il a d'absorber l'oxigène des minerais et de les ramener à l'état métallique (307), il entre dans la composition de la poudre (477), de l'acier (162).

C'est encore le carbone qui fait la principale partie du noir de fumée (692), il est même d'autant plus beau qu'il contient moins de matières étrangères; dans le même cas il est très léger, de sorte qu'on peut, en général, estimer la qualité du noir par sa légèreté.

42. Une des propriétés remarquables des corps poreux et surtout du charbon, est celle d'absorber des gaz. La quantité qu'ils en absorbent est variable, elle est d'autant plus considérable que la température est plus basse et que la pression est plus forte; le charbon en morceaux en absorbe plus que pulvérisé, le charbon le plus dense en absorbe généralement davantage,

mais cela n'est pas sans exception; l'absorption varie aussi avec la nature du gaz. Le charbon de bois absorbe 55 fois son volume de gaz hydrogène sulfuré, 35 d'acide carbonique, 9 d'oxigène et seulement 1 $\frac{1}{2}$ d'hydrogène.

Cette propriété rend le charbon très propre à prévenir la putréfaction des eaux ou des matières animales. Que l'on fasse bouillir de la viande qui commence à se gâter avec de l'eau et du charbon, elle perdra sa mauvaise odeur. C'est aussi au moyen du charbon, qu'on clarifie et qu'on épure les eaux de la Seine qui sont quelquefois très bourbeuses : on met une couche de quelques pouces de charbon grossièrement pilé, entre deux couches de sable, et celles-ci entre deux couches de gravier; l'eau, en passant au travers, devient de la plus grande limpidité. Si on veut que de l'eau se conserve long-temps dans des tonneaux sans se corrompre, on en charbonne l'intérieur.

43. Un autre usage du charbon est la décoloration des liquides et spécialement du sirop, c'est le charbon animal qui jouit éminemment de cette propriété; cet emploi est tellement important qu'on peut dire que les manufactures de sucre de betteraves lui doivent leur existence actuelle. Quoique le charbon animal soit infiniment supérieur à tout autre, il ne faut pas croire que cela tienne aux matières étrangères qui y sont

contenues; des expériences précises ont prouvé que cette propriété est inhérente au carbone, et que les matières étrangères qui y sont contenues ne servent qu'à empêcher les particules de carbone de se réunir et par conséquent les présente sous une surface plus étendue au liquide à décolorer; lorsque les matières animales ne contiennent pas assez de matières étrangères, elles donnent un charbon peu puissant; mais on le rend bien meilleur en mêlant la matière animale ou une substance végétale avec une substance inerte qui en isole les molécules, ou encore mieux avec une substance saline qui agisse chimiquement sur la matière animale elle-même; c'est la potasse qui réussit le mieux. Le charbon agit sur les matières colorantes en les absorbant sans les décomposer, par exemple, si on mêle du charbon animal avec une dissolution d'indigo ou de mélasse un peu acide et qu'on filtre, il la décolorera complètement; si ensuite on verse sur ce charbon de l'eau contenant de l'alcali, elle reprendra la couleur que le charbon avait absorbée et qu'il pourra absorber de nouveau si on met un peu d'acide dans la liqueur. Voici le tableau comparatif de la force décolorante de divers charbons, qui servira à justifier ce que nous avons dit ci-dessus. C'est le charbon d'os brut, dont on se sert ordinairement sous le nom de noir d'os ou noir d'ivoire : un gramme décolore $\frac{52}{1000}$ de litre d'une

teinture contenant $\frac{1}{1000}$ d'indigo, et $\frac{9}{1000}$ de litre d'une dissolution contenant $\frac{1}{20}$ de mélasse; c'est à ce charbon que nous comparerons tous les autres en le prenant pour unité.

MANIÈRE DONT LE CHARBON A ÉTÉ OBTENU.	DEGRÉS indiqués par l'indigo.	DEGRÉS indiqués par la mélasse.
Sang calciné avec la potasse.....	50	20
Id. la craie.....	18	11
Id. le phosphate de chaux.	12	10
Gélatine calcinée avec la potasse.....	36	15
Albumine *id*.....	34	15
Fécule *id*.....	11	9
Acétate de potasse calciné.....	6	4
Carbonate de soude, décomposé par le phosphore.....	12	9
Noir de fumée, calciné.....	4	3
Id. *id.* avec la potasse.....	15	11
Charbon d'os, purifié par l'acide hydrochlorique et la potasse.....	45	20
Id. par l'acide hydrochlorique seulement.....	2	2
Huile calcinée avec du phosphate de chaux.....	2	2

Tous ces charbons, avant d'être mis en expérience, ont été lavés pour en ôter la potasse

ou l'alcali qu'on y avait mêlé pour rendre le charbon plus divisé.

Cette table est extraite d'un mémoire de M. Bussy. Outre les conséquences que nous avons déja énoncées, on voit que les diverses sortes de charbons, dans les deux épreuves, conservent le même rang; mais que la différence n'est plus si sensible dans la seconde, par exemple, le quatrième est double du second, s'il s'agit d'indigo, et ne le surpasse que $\frac{1}{3}$, s'il s'agit de mélasse.

4. *Phosphore.*

44. Le phosphore est un corps ordinairement d'un blanc jaunâtre, à demi-transparent; quelquefois il est sans couleur et presque transparent, d'autres fois, au contraire, noir et opaque: il acquiert ce dernier état lorsqu'on le refroidit subitement. Il est lumineux dans l'obscurité, pourvu qu'il ait le contact de l'air; ce qui est dû à une combustion lente. Il est d'une dureté moyenne, et peut s'entamer avec l'ongle; il est très flexible, mais $\frac{1}{500}$ seulement de soufre le rend cassant: il pèse 1,77.

45. Il se fond à 43°, prend feu et brûle avec une grande activité, en produisant une chaleur très intense: c'est sa facilité à s'enflammer qui l'a fait employer pour en faire des briquets. Pour cela, prenez un petit flacon étroit,

remplissez-le de phosphore en morceaux, et exposez-le à la chaleur jusqu'à ce qu'il soit fondu. En y introduisant une allumette soufrée et en détachant par son moyen une parcelle de phosphore avec frottement, elle prendra feu. On aidera à l'inflammation, si elle ne se fait pas spontanément, en frottant l'allumette sur un morceau de liège, de feutre ou de drap. Si on veut employer moins de phosphore, on pourra n'en mettre que le quart de la fiole, et y introduire un fer chaud pour le mettre en fusion et l'étendre sur les parois.

46. Le phosphore s'extrait des os. On les calcine jusqu'à ce qu'ils deviennent blancs; dans cet état, ils sont composés aux trois quarts de phosphate de chaux, c'est-à-dire d'une combinaison d'acide phosphorique et de chaux : on les réduit en poudre fine, on y ajoute peu à peu les $\frac{2}{5}$ de leur poids d'acide sulfurique, on délaie le tout avec de l'eau et on le laisse agir. L'acide sulfurique se combine avec une partie de la chaux, forme du sulfate de chaux qui est presque insoluble; l'acide phosphorique, qui était combiné à cette chaux, se dissout dans le liquide, et tient en dissolution le surplus du phosphate de chaux, ce qui forme du phosphate acide (417). Au bout de vingt-quatre heures, on met le tout sur un filtre de toile, et lorsque le liquide s'est écoulé, on verse de l'eau sur le filtre, à plu-

sieurs reprises, afin de bien emporter tout ce qu'il y a de solide. Le sulfate de chaux reste sur le filtre. On réunit les liquides qui ont passé au travers et qui contiennent le phosphate acide de chaux; on évapore ce liquide jusqu'à ce qu'il soit arrivé à une consistance de sirop; un peu avant, on le filtre, pour en séparer la petite quantité de sulfate de chaux qui était dissoute dans la liqueur, et qui s'est précipitée pendant la vaporisation. Cela fait, on ajoute au liquide $\frac{1}{15}$ de son poids de charbon en poudre; on calcine le tout dans une bassine de métal, afin de le bien dessécher, et on le met dans une cornue de grès, *a*, *fig.* 2, qu'on place dans un fourneau; on introduit le bec dans une alonge de cuivre, et l'extrémité de celle-ci dans un bocal à moitié rempli d'eau, et on lute bien les jointures; on chauffe peu à peu, de manière à faire rougir la cornue en deux heures. Au bout de trois ou quatre heures, on voit le phosphore tomber goutte à goutte dans le récipient, et il ne cesse de s'en produire qu'au bout de vingt et quelquefois de trente heures. Dans cette dernière opération, le charbon s'empare de l'oxigène de l'acide phosphorique, et il se forme de l'oxide de carbone et de l'acide carbonique; l'acide phosphorique étant privé de son oxigène, reste le phosphore, qui se vaporise par la chaleur et va se condenser dans le récipient. On peut extraire une quantité

de phosphore presque égale à $\frac{1}{10}$ des os employés. Ce phosphore est encore impur. On le met dans une peau de chamois, on en forme un nouet qu'on plonge dans l'eau très chaude; il se fond, et on presse le nouet avec une pince, ce qui force le phosphore de passer au travers de la peau, ou bien on distille le phosphore dans une cornue de verre.

On met ordinairement le phosphore en bâton. Pour cela, on le met dans un vase plein d'eau chaude; il se fond, on y plonge un tube de verre, et on aspire par l'autre extrémité, de manière à faire monter le phosphore jusqu'à la moitié du tube; on bouche la partie inférieure, et on plonge le tube dans l'eau froide.

5. *Soufre.*

47. Le soufre est un corps jaune, brillant, qui se brise facilement, sans odeur, fusible à 109°, brûlant à 140°, avec une flamme bleue et en exhalant une odeur suffocante, produite par l'acide sulfureux (299), pesant 1,99.

Une fusion prolongée lui donne une couleur rouge, et lorsqu'on le verse dans l'eau, il reste mou et ductile comme de la cire : il est très propre, dans cet état, à prendre l'empreinte des médailles, il ne tarde pas à reprendre sa couleur et sa fragilité primitive.

Le soufre est au nombre des corps qui s'électrisent par le frottement, et par conséquent très mauvais conducteur du fluide électrique.

48. Tout le monde connaît l'usage du soufre pour soufrer les allumettes, on l'emploie aussi pour faire la poudre (477), le cinabre (199), l'acide sulfurique (297) et pour le blanchîment de la soie et de la laine.

49. On trouve du soufre dans plusieurs natures de terrains, mais spécialement dans les environs des volcans : c'est des terres avec lesquelles il se trouve mêlé que s'extrait la plus grande partie du soufre qui se répand dans le commerce. Cette exploitation se fait surtout en Italie, à Pouzzol, dans un lieu nommé la *Solfatare*. Pour cela, on met une suite de creusets dans un fourneau alongé, on y introduit de la mine de soufre en morceaux, on les recouvre et on y adapte latéralement à la partie supérieure des conduits inclinés qui vont se rendre dans des pots ou une caisse pleine d'eau. Lorsqu'on chauffe, le soufre se vaporise et se rend dans ce vase à l'état de soufre brut. Pour le purifier, on le distille de nouveau. Cette seconde distillation s'opère ordinairement dans une grande chaudière, dont la partie supérieure communique avec une chambre latérale dans laquelle le soufre va se condenser. Si on en vaporise beaucoup, il se condense à l'état liquide, et coule par des

conduits inférieurs dans des moules cylindriques; si on le vaporise moins rapidement, les vapeurs, en arrivant dans la chambre, étant refroidies plus rapidement, se solidifient de suite en une poussière fine qui porte le nom de *fleur de soufre*. Pour une chambre de trois cents mètres cubes, il ne faut vaporiser que cent kilogrammes de soufre par heure, si on veut obtenir de la fleur.

50. On extrait aussi le soufre du sulfure de fer lorsqu'il est à un haut degré de sulfuration, pour cela on met le sulfure dans des cylindres de terre, qu'on soumet à une haute température; au bout de cinq ou six heures, on a obtenu 14 pour cent de soufre, et le sulfure ramené à un moins haut degré de sulfuration, se convertit facilement à l'air en sulfate de fer.

6. *Sélénium.*

51. Corps très analogue au soufre, grisâtre et brillant lorsqu'il est en masse, rouge lorsqu'il est en poudre, pesant 4,6; ce corps est sans usage à cause de sa rareté.

7. *Chlore.*

52. Ce corps, considéré par Berthollet, qui en a étudié les principales propriétés, comme de l'acide muriatique oxigéné, c'est-à-dire comme

une combinaison de cet acide avec l'oxigène, est aujourd'hui regardé par tous les chimistes comme un corps simple.

C'est un gaz jaune, pesant deux fois et demie autant que l'air, d'une odeur forte et désagréable qui attaque le gosier et produit le même effet qu'un rhume. Sa propriété la plus remarquable est son affinité énergique pour l'hydrogène, lorsqu'on mêle ces deux gaz par portions égales dans un ballon ou un flacon, et qu'on laisse frapper les rayons du soleil sur ce vase, les gaz qu'il contient se combinent tout à coup, produisent une détonation et le vase éclate, ce qui serait dangereux si on le tenait à la main. Si, au lieu de l'exposer au soleil, on l'expose seulement à la lumière, la combinaison se fera peu à peu, et en quelques jours seulement; le résultat de cette combinaison est de l'acide hydrochlorique (126).

53. La grande affinité du chlore pour l'hydrogène, fait qu'il décompose la plupart des matières animales ou végétales avec lesquelles on le met en contact, il détruit sur-le-champ les couleurs végétales ainsi que les exhalaisons putrides qui infectent l'air dans certains lieux, c'est pourquoi on l'emploie pour le blanchiment soit du coton (715), soit du lin et du chanvre (778), soit de la pâte de papier, pour désinfecter l'air rendu malsain par la putréfaction des matières animales (843); on peut également l'employer pour

enlever les taches d'encre et quelques autres aux gravures ou aux livres imprimés; il suffit pour cela de les immerger dans une dissolution de chlore, ou de faire ruisseler celle-ci dessus après les avoir étendus sur un plan incliné; s'il y a des taches de graisse, on les enlèvera avec une dissolution chaude et légère de potasse ou de soude.

54. La confection du chlore pour le besoin des arts est assez importante pour entrer dans quelques détails : nous en décrirons trois procédés.

Premier procédé. Mettez dans un matras, et soumettez à la chaleur le mélange suivant :

En atomes,

Acide hydrochlorique, 8 = { 8 hydrogène. 8 chlore.

Peroxide de manganèse, 1 = { 4 oxigène. 1 manganèse.

Les 8 hydrogène et 4 oxigène se combineront, ce qui formera 4 atomes d'eau; le manganèse se combinera avec 4 chlore, ce qui formera 1 atome de chlorure de manganèse, qui restera en dissolution dans l'eau (215); il restera donc 4 de chlore qui se dégageront à l'état de gaz. Si on réduit ces atomes en poids, d'après la table (17), on verra qu'il faut employer 18096 d'acide sur 11116 de peroxide pour obtenir 8800 de chlore, ou bien 205 d'acide sur 126 de peroxide pour obtenir 100 de chlore; mais comme il s'agit ici

de 205 d'acide réel et que l'acide concentré du commerce qui pèse 1,20 ne contient que $\frac{2}{5}$ d'acide réel (126), ces 205 doivent être remplacés par $205 \times \frac{5}{2} = 512$ d'acide du commerce, pourvu que celui-ci pèse 1,20

Deuxième procédé. Au lieu du mélange précédent, on emploie celui-ci :

En atomes,

Acide sulfurique, 2 = { 2 soufre. 6 oxigène.

Acide hydrochlorique, 4 = { 4 chlore. 4 hydrogène.

Peroxide de manganèse, 1 = { 1 manganèse. 4 oxigène.

Les 2 atomes d'acide sulfurique tendent à se combiner au manganèse à l'état de protoxide seulement, pour former du sulfate de manganèse, ce qui laisse deux atomes d'oxigène du peroxide en liberté, ces 2 atomes se combinent aux 4 d'hydrogène, ce qui forme de l'eau dans laquelle le sulfate reste en dissolution, reste 4 atomes de chlore qui se dégagent à l'état de gaz; en réduisant les atomes en poids, on trouve que 10024^{k} d'acide sulfurique, 9048^{k} d'acide hydrochlorique, et 11116^{k} de peroxide de manganèse produisent 8800 de chlore ou bien 114 d'acide sulfurique, 102 d'acide hydrochlorique et 126 de peroxide pour avoir 100 de chlore; mais par la même raison que ci-dessus il faudra 256^{k} d'acide

enlever les taches d'er t 1,7
gravures ou aux liv 1,7
cela de les imme de
chlore, ou de fai lu
les avoir étendr
taches de grai
lution chau 4 soufre.

54. La 12 oxigène.
des arts chlore.
quelqu 1 sodium.
cédés
F ue manganèse, 1 = { 4 chlore. 1 manganè

so atomes d'acide sulfurique se combine avec le manganèse à l'état de protoxide former du sulfate de manganèse, cela lai 2 atomes d'oxigène en liberté; le sodium se binera à ces deux atomes ce qui fera de la so cette soude se combinera aux 2 autres at d'acide sulfurique pour former du sulfat soude; et les 4 de chlore qui étaient un sodium, étant libres, s'échapperont sous f de gaz. Réduisant les atomes en poids nou rons : acide sulfurique 20048, sel marin 14 peroxide 11116, pour obtenir 8800 de ch ou bien : acide 228, sel 166, peroxide pour avoir 100 de chlore; par les mêmes ra que ci-dessus, au lieu de 228 il faudra 346 cide liquide pesant 1,7, qu'on étendra d'u lume égal d'eau. Récapitulons :

hydrochlorique du commerce et 173 k. d'acide sulfurique à supposer qu'il pèse 1,7; car dans ce cas il ne contient que les $\frac{2}{3}$ d'acide réel (295), et on étendra cet acide d'un égal volume d'eau.

Troisième procédé. Employez le mélange suivant :

Acide sulfurique, 4 = { 4 soufre. 12 oxigène.

Sel marin, 1 = { 4 chlore. 1 sodium.

Peroxide de manganèse, 1 = { 4 chlore. 1 manganèse.

2 atomes d'acide sulfurique se combineront avec le manganèse à l'état de protoxide pour former du sulfate de manganèse, cela laissera 2 atomes d'oxigène en liberté; le sodium se combinera à ces deux atomes ce qui fera de la soude, cette soude se combinera aux 2 autres atomes d'acide sulfurique pour former du sulfate de soude; et les 4 de chlore qui étaient unis au sodium, étant libres, s'échapperont sous forme de gaz. Réduisant les atomes en poids nous aurons : acide sulfurique 20048, sel marin 14618, peroxide 11116, pour obtenir 8800 de chlore; ou bien : acide 228, sel 166, peroxide 126, pour avoir 100 de chlore; par les mêmes raisons que ci-dessus, au lieu de 228 il faudra 346 d'acide liquide pesant 1,7, qu'on étendra d'un volume égal d'eau. Récapitulons :

	1er procédé.	2e procédé.	3e procédé.
Acide hydrochlorique..	512	256	
Acide sulfurique.....	.....	173	46
Eau.....	.....	100	200
Sel marin.....	.....	.....	166
Peroxide de manganèse.	126	126	126

Pour obtenir 100 de chlore. On voit que ces procédés diffèrent principalement en ce que dans les derniers 256 d'acide hydrochlorique sont remplacés par 173 d'acide sulfurique, reste à examiner lequel des deux coûte le plus, ce qui dépend des localités. Par exemple le premier procédé serait très convenable à proximité des fabriques de soude, car on y a l'acide hydrochlorique à très bon marché (406).

L'appareil dans lequel se fait l'opération peut se combiner de diverses manières, voici une des plus simples : *a* est un matras de plomb, s'il est possible d'une seule pièce, au haut il y une large ouverture *b*, fermée par un bouchon de plomb qui y est assujéti au moyen d'une vis de pression, c'est par cette ouverture qu'on introduit les matières solides réduites en poudre, puis on assujétit le bouchon ; aux côtés de cette ouverture sont deux tubulures, l'une *c*, sert à verser les acides, et on la rebouche aussitôt, mais souvent on verse les acides en plusieurs fois ; l'autre

d, est celle par où le chlore s'échappe, il aboutit au fond d'une cuve *e* de bois de sapin, ou de pierre et doublée de mastic, cette cuve est pleine d'eau dans laquelle le chlore doit se dissoudre, pour multiplier les contacts et par conséquent faciliter cette dissolution ; on met divers appareils dans cette cuve, nous y avons représenté des fonds laissant passage au gaz tantôt à droite, tantôt à gauche, ce qui force celui-ci de parcourir ces fonds en décrivant un zig-zag et il s'en échappe fort peu par la dernière ouverture *f*, mais comme il serait désagréable à respirer, quelque peu qu'il y en ait, la cuve est couverte et un tube qui part du fond supérieur, va aboutit soit hors de l'atelier soit dans un vase contenant une dissolution de soude ou de potasse, qui retient beaucoup mieux le chlore que l'eau pure. Le bas du tonneau est bien plus tôt chargé de chlore que le haut, c'est pourquoi on tire la dissolution par un robinet *g*, placé à la partie inférieure. L'eau peut dissoudre une fois et demie son volume de chlore, ce qui fait 320 grammes par hectolitre.

La dissolution du chlore dans l'eau ne peut pas se conserver long-temps sans altération, et à la lumière il s'empare peu à peu de l'hydrogène et forme de l'acide hydrochlorique.

8. *Iode.*

5. Les propriétés chimiques de l'iode ont
ıcoup d'analogie avec celles du chlore.
'iode est solide, se fond à 107° et se vaporise
,5° en se réduisant [illegible] vapeurs violettes; il
d'un gris bleuâtre, ayant un peu l'éclat mé-
ique; il pèse 4,946; il se dissout un peu dans
ıu et lui communique une couleur jaunâtre, il
dissout beaucoup plus sensiblement dans l'al-
l et lui donne une couleur brune.
La teinture d'iode est employée avec avantage
ır reconnaître la présence de l'amidon, qu'il
ore en bleu, ou en violet s'il y a fort peu
ode. On l'emploie également en médecine
c beaucoup de succès contre le goître, soit
ous dans l'alcool, soit à l'état d'iodure de po-
sium dissous dans l'eau; mais il doit être em-
oyé avec beaucoup de précautions, à petite
se et augmenté peu à peu, sans cela son emploi
ait dangereux, car à la dose d'un gros ou
gros et demi il peut causer la mort.
L'iode est contenu, à l'état d'iodure, dans les
ntes marines, les éponges, etc.; c'est des eaux-
res des soudes de Varech qu'on l'extrait.
rsqu'on a évaporé, à plusieurs reprises, les
sives qu'on a obtenues des cendres des plantes
rines, et qu'elles ne laissent plus déposer de

oude, elles contiennent l'iode uni au potassium, on y verse de l'acide sulfurique et on distille le mélange dans une cornue fig. 2. L'iode se vaporise sous forme de vapeurs violettes et se condense dans les récipiens, on lave, on ajoute un peu de lessive de potasse et on distille de nouveau. En faisant abstraction de l'acide sulfurique qui est en excès, et des matières étrangères, le mélange se compose en atomes, de

1 iodure de potassium = { 4 iode. / 1 potassium. }

4 acide sulfurique = { 4 soufre. / 2 oxigène. }

Le potassium, pour s'unir à 2 d'acide sulfurique, absorbe 2 d'oxigène, ce qui forme

1 atome de sulfate de potasse = { 1 potassium. / 2 oxigène. / 2 soufre. / 6 oxigène. }

Reste 4 oxigène pour 2 de soufre, ce qui forme de l'acide sulfureux et en outre 4 d'iode qui sont mis en liberté. En poids

1 iodure = 41034 } 4acid.sulf.=20048 } = { 1 sulf. de pot.=21822 / 2 acide sulfur. =2024 / 4 iode =31236 }

On pourrait aussi ajouter de l'oxide de manganèse dans le mélange, alors la théorie de la production de l'iode serait la même que celle du chlore à l'article précédent.

9. *Fluor.*

56. L'un des élémens présumés de l'acide hydro-fluorique (130).

10. *Azote.*

57. L'azote est un gaz pesant 1259 grammes par mètre cube. Il forme les 79 centièmes de l'air atmosphérique, ses propriétés sont plutôt négatives que positives, c'est-à-dire qu'on peut bien dire qu'il ne jouit pas de telle ou telle propriété, mais qu'on ne peut pas en assigner qui lui soient propres; ainsi il n'entretient pas la combustion et éteint les corps allumés qu'on y plonge, mais il en est de même de tous les gaz excepté l'oxigène, il n'a ni couleur, ni odeur, ni saveur; mêlé à l'air, il n'éprouve aucune altération; en présence des alcalis, il n'en éprouve aucune non plus.

58. C'est de l'air atmosphérique qu'on l'extrait, celui-ci est composé de 79 parties d'azote, 21 d'oxigène et $\frac{1}{16}$ de partie d'acide carbonique, on place un bocal plein d'air sur la cuve hydrargiropneumatique (126 p.), pour ôter la communication entre cet air et l'air extérieur; on introduit un morceau de phosphore auquel on met le feu à l'aide d'un fer chaud recourbé qu'on introduit sous la cloche, le phosphore en brûlant absorbe l'oxigène, si la cloche est graduée, on verra

qu'il y a 0,21 d'absorbés, ensuite on introduira un peu de potasse caustique qui absorbera l'acide carbonique, le gaz restant sera l'azote.

A l'état de gaz, l'azote est sans action sur l'oxigène et sur tous les corps, cependant il entre comme élément dans plusieurs corps, par exemple, avec l'oxigène dans l'acide nitreux, nitrique, etc., avec l'hydrogène dans l'ammoniaque; on est bien parvenu à décomposer ces corps, mais non à les recomposer en employant l'azote à l'état de gaz.

11. *Silicium.*

59. Avant qu'on eût obtenu le silicium pur, on le considérait par analogie comme un métal; les recherches de M. Berzélius ont fait voir qu'il n'en avait pas les propriétés ni le brillant, sa couleur est brune, on l'extrait de la silice, nous ne décrirons pas la méthode pour l'obtenir parce qu'elle est compliquée et qu'il est sans usage.

12. *Zirconium.*

60. Le zirconium est noir, très analogue au silicium, et s'extrait de la zircône comme celui-ci de la silice.

CHAPITRE III.

MÉTAUX.

61. Nous diviserons, avec M. Thénard les métaux en six classes ou sections : la *première* contiendra ceux qu'on n'a pas encore obtenus à l'état métallique, on les nomme métaux terreux, parce que leurs oxides ont porté le nom de terre; la *seconde* contiendra ceux dont les oxides sont nommés alcalis (312), c'est pourquoi on les nomme métaux alcalins; la *troisième* contiendra les métaux dont l'oxide n'est pas réductible par la chaleur et qui décomposent l'eau en s'emparant de son oxigène à l'aide de la chaleur; dans la *quatrième* les métaux forment aussi des oxides non *décomposables* par la chaleur, mais ils ne décomposent pas l'eau; cette classe elle-même se partage en deux parties, celle des métaux *acidifiables*, celle des métaux *non acidifiables*; la *cinquième* contient les métaux qui s'oxident à une certaine température et dont l'oxide est réductible à une autre température; la *sixième* est composée des métaux qui se ramènent facilement à l'état métallique et ne s'oxident spontanément à aucune température.

Article Ier.

Métaux de la première classe ou terreux.

62. Les *métaux terreux* sont au nombre de quatre : *magnésium*, *glucinium*, *yttrium*, *aluminium*, on n'admet leur existence que par analogie, mais on n'est pas encore parvenu à les extraire des terres nommées *magnésie*, *glucine*, *yttria*, *alumine*, qu'on considère comme des oxides parce qu'elles ont les propriétés des oxides des métaux connus; il résulte de là que nous n'avons rien de plus à dire sur ces quatre métaux.

Article II.

Métaux de la seconde classe ou alcalins.

63. Les *métaux alcalins* sont ainsi nommés, parce que leurs oxides sont des alcalis, c'est-à-dire rougissent la teinture de curcuma, neutralisent les acides et ont un goût âcre et caustique; ils ne sont pas dans le même cas que les précédens, on est parvenu à les extraire de leurs oxides; mais cette opération est difficile. Leur existence est peu stable, c'est-à-dire qu'ils passent à l'état d'oxide avec la plus grande facilité, d'ailleurs ils

sont sans usage dans les arts à l'état métallique; par ces raisons nous n'en parlerons pas en détail; ils sont au nombre de six : *calcium*, *strontium*, *barium*, *lithium*, *sodium*, *potassium*. Ces deux derniers s'obtiennent en faisant passer de la soude ou de la potasse en fusion à travers de la tournure de fer incandescente placée dans un canon de fusil, ces métaux se volatilisent et viennent se condenser à l'extrémité du canon où on les reçoit dans l'huile de naphte.

Article III.

Métaux de la troisième classe.

64. Ces métaux décomposent l'eau et leur oxide n'est pas réductible par la chaleur; ils sont au nombre de cinq : *manganèse*, *zinc*, *fer*, *étain*, *cadmium*.

1. *Manganèse.*

65. Le manganèse est un métal gris brillant, dur et cassant, pesant 6,85; on l'extrait de l'oxide de manganèse, improprement nommé dans le commerce manganèse; pour cela on mêle cet oxide en poudre avec du noir de fumée dans un creuset et on soumet le tout à un feu de forge des plus intenses : le noir, qui est du

charbon divisé, s'empare de l'oxigène, et le métal se fond et se réduit en deux heures environ; mais il faut une chaleur excessive, ce qui rend cette opération difficile; ce métal est sans usage.

2. *Zinc.*

66. Le zinc est blanc bleuâtre, bien ductile sous le laminoir, cassant à chaud, se limant mal, aussi pour le réduire en poudre on le triture dans un mortier chaud; un fil de 1 millimètre de diamètre supporte 3 kilogrammes; il pèse spécifiquement 7,1; il fond avant d'être rouge à 370° et se volatilise un peu au-dessus, aussi le distille-t-on dans une cornue de grès lorsqu'on veut le purifier. Le zinc fondu s'empare facilement de l'oxigène de l'air et se transforme en oxide, lorsqu'il est rouge cette absorption est accompagnée d'une lumière éclatante. Lorsqu'on le projette en poudre sur du nitre fondu et très chaud, la combustion est si vive qu'il détonne.

Ce métal s'emploie pour les piles galvaniques (467 p.), pour faire du gaz hydrogène (34), du laiton (258), du vitriol blanc. On l'emploie en poudre dans les artifices pour produire des étincelles très brillantes, laminé on s'en sert pour des conduits, des toits, des gouttières. Nous verrons son extraction au livre VI (566).

3. *Fer.*

67. Ce métal est de tous le plus intéressant, en raison du grand nombre d'usages auxquels on peut l'employer, et qui sont assez connus de tout le monde pour ne pas les détailler, ce qui ne serait d'ailleurs guère praticable, car il n'y a pas un seul art où on ne rencontre du fer sous quelque forme; on peut même dire que la perfection industrielle des nations est proportionnelle à la quantité de fer qu'elles consomment.

Sa pesanteur spécifique est de 7,788; le fer qu'on trouve dans le commerce pèse souvent moins et on ne le compte souvent que pour 7,5. Sa tenacité est plus grande que celle des autres métaux, aussi malgré sa dureté passe-t-il très bien à la filière, un fil d'un diamètre d'un millimètre suffit pour porter 60 kilogrammes. Le fer n'entre en fusion qu'à une chaleur très élevée, aussi ne le fond-on pas dans les arts; pour le travailler on se contente de le ramollir à l'aide d'une chaleur rouge. Il a assez d'affinité avec l'oxigène pour brûler dans ce gaz lorsqu'il est en fil fin, de la même manière qu'un fil d'acier (27); il s'oxide également lorsqu'on le forge et il s'en détache des écailles nommées batitures qui ne sont que du fer oxidé; étant plongé rouge dans l'eau il en absorbe l'oxigène et il se produit de l'hydrogène qu'on peut recueillir si on opère

sous une cloche pleine d'eau (126 p.); il est oxidable même à la température ordinaire dans l'air humide ou dans l'eau, mais lentement, c'est ce qui produit la rouille.

L'extraction du fer exigeant des notions que nous n'avons pas encore exposées nous en parlerons au livre VI et nous placerons à la suite les diverses transformations que subit ce métal avant d'arriver au consommateur.

4. *Étain.*

68. Ce métal est beaucoup moins répandu que le fer, il n'y en a en France aucune mine exploitée; on en tire de l'Allemagne, de l'Espagne et surtout de l'Angleterre et de l'Inde; le plus pur est celui de Malacca aux Indes, les autres contiennent un peu de plomb et de cuivre.

Ce métal est blanc, fusible au-dessous de la chaleur rouge à 210°, mais non vaporisable; il n'est pas attaquable comme le fer par l'eau et l'air humide, il conserve assez bien son brillant métallique, c'est pourquoi on étame le cuivre et le fer pour les préserver de l'oxidation (252).

L'étain est assez ductile pour le réduire en lames très minces, mais il n'est pas assez tenace pour le tirer à la filière. Un fil de 1 millimètre de diamètre porte 6^k; il n'absorbe l'oxigène de l'air que lorsqu'il est en fusion, alors sa surface devient terne et si on écarte continuellement la

ellicule qui la recouvre il sera bientôt converti n oxide blanc et pulvérulent, cependant cette opération n'est facile qu'autant que l'étain contient du plomb; à cet état il porte le nom de potée d'étain, qu'on employait autrefois pour polir les glaces, mais ce n'est qu'à la chaleur rouge que l'étain peut s'approprier l'oxigène de l'eau en la décomposant.

L'étain a un grand nombre d'emplois : il entre dans la composition du bronze, du métal de cloche (248), de la soudure (246), du chlorure d'étain (218), de l'or musif (184); on s'en sert comme nous l'avons dit ci-dessus pour étamer le cuivre et le fer (252) et pour fabriquer le ferblanc (253), pour l'étamage des glaces (239); sans compter tous les vases et instrumens d'étain destinés à divers usages. Il sert aussi en lames minces pour l'argenture fausse (100).

On extrait l'étain de son oxide (573).

5. *Cadmium.*

69. Ce métal assez semblable à l'étain est très rare et par conséquent sans usage.

Article IV.

Métaux acidifiables de la quatrième classe.

70 Les métaux de cette classe forment des

oxides qui ne se réduisent pas par la chaleur, et ils ne décomposent pas l'eau; ils sont au nombre de 15; 8 en se combinant avec l'oxigène donnent des composés qui par leurs combinaisons jouent le rôle d'acides, ce sont l'*arsénic*, le *molybdène*, le *chrôme*, le *tungstène*, le *colombium*, le *titane*, l'*antimoine*, l'*urane*.

1. *Arsénic.*

71. Ce métal est dur et cassant, d'un blanc gris brillant, quand sa cassure est fraîche, mais il se ternit à l'air, pèse spécifiquement 6, se vaporise à 180° sans se fondre; le degré où il fond étant beaucoup plus élevé, on ne peut parvenir à le fondre que sous une pression beaucoup plus forte que la pression atmosphérique, pour s'opposer à la vaporisation, ces vapeurs qui sont dangereuses à respirer ont une odeur analogue à celle de l'ail et du phosphore. Lorsqu'on le met en poudre dans l'eau, il s'oxide lentement et il s'en dissout dans l'eau très peu, mais assez cependant pour faire mourir les mouches qui la boivent.

Ses usages sont peu nombreux, outre celui dont nous venons de parler, il forme avec le platine, l'étain, le cuivre, un alliage qu'on regarde quelquefois comme plus propre que tout autre aux miroirs de télescope; on l'emploie encore pour rendre le platine malléable (579).

L'arsénic se trouve dans la nature à l'état métallique sous diverses formes, mais il n'est pas pur; pour le purifier on le calcine dans une cornue de grès dont le cou est hors du fourneau pour ne pas trop s'échauffer, et on le bouche imparfaitement, les vapeurs arsénicales se condensent dans le cou sous forme solide, tandis que le fer, l'antimoine et les autres métaux qu'il contient la plupart du temps restent dans la cornue.

2. *Molybdène.*

72. Métal presque infusible, pesant 7 à 8, sans usage : on l'extrait de l'acide qu'il forme par sa combinaison avec l'oxigène; cette opération est la même que celle du manganèse.

3. *Chrôme.*

73. Ce métal sans usage comme le précédent, s'extrait de même et a des propriétés analogues, mais il a cela de remarquable que les composés dans lesquels il entre sont tous colorés, quelques-uns sont employés dans les arts comme matière colorante.

4. *Tungstène.*

74. Ce métal est dur et cassant, d'un blanc brillant, presque infusible, plus pesant que les

autres métaux après le platine et l'or, il est sans usage et s'extrait comme les précédens.

5. *Colombium.*

75. Métal infusible qu'on n'a obtenu encore qu'en poudre noirâtre, son extraction est la même que celle du silicium : il est sans usage.

6. *Titane.*

76. Métal qu'on n'est pas parvenu à fondre, et que par conséquent on n'a pu bien observer dans les laboratoires, mais on en a trouvé de petits morceaux en forme de cube dans des scories de forges, il est de la couleur du cuivre, un peu plus brun, très dur, inattaquable par les acides; sa combinaison avec l'oxigène se combine aussi très difficilement avec les acides, se dissout au contraire dans les alcalis ce qui prouve qu'elle joue plutôt le rôle d'acide que d'oxide, il est d'ailleurs sans usage.

7. *Antimoine.*

77. Ce métal est cassant, d'un blanc bleuâtre, brillant, fusible au-dessous de la chaleur rouge, mais non vaporisable si on le préserve du contact de l'air, pèse 6,7.

Sans action sur l'air et l'oxigène à la tempé-

rature ordinaire mais non à la chaleur rouge, lorsqu'on l'a fait rougir dans un creuset et qu'on le verse d'un peu haut, il brûle en traversant l'air avec une vive lumière, et se transforme en un oxide blanc qui se réduit en vapeur. Dans le commerce il porte le nom de régule d'antimoine et souvent celui de régule.

Ce métal s'emploie dans les caractères d'imprimerie (257), dans la préparation du jaune de Naples (545) et dans quelques préparations pharmaceutiques.

On l'extrait du sulfure d'antimoine (574).

8. *Urane.*

78. L'urane est infusible, on l'obtient en chauffant son oxide avec du charbon comme pour le manganèse, ou plus facilement en le chauffant dans un tube plein d'hydrogène, au moyen d'une lampe, on ne l'obtient qu'à l'état d'un solide poreux, gris brillant, pesant 8 : il est sans usage.

ARTICLE V.

Métaux non acidifiables de la quatrième classe.

79. Ces métaux ont les mêmes caractères que ceux de l'article précédent, mais ne forment pas

d'acides par leur combinaison avec l'oxigène; ils sont au nombre de sept.

1. *Cérium.*

80. Ce métal, infusible comme le précédent, n'a aucun usage.

2. *Cobalt.*

81. Le cobalt est cassant, ayant l'aspect de l'étain, pesant 8,5, sensible au magnétisme, mais moins que le fer, fusible à peu près à la même chaleur que celui-ci : il est sans usage et s'extrait de son oxide comme l'urane.

3. *Bismuth.*

82 Le bismuth a l'aspect de l'antimoine et ne s'en distingue que par une légère teinte jaunâtre tandis que celui-ci est bleuâtre, il pèse 9, ne se vaporise pas lorsqu'on le préserve du contact de l'air, ne brûle comme l'antimoine qu'à une haute température, quoiqu'il ne fonde qu'à 256°; il a la singulière propriété de former avec l'étain et le plomb un alliage beaucoup plus fusible qu'aucun de ces trois métaux (247).

Il n'a presque pas d'usage : il entre dans la composition du blanc de fard (343).

83. Son extraction est très facile, car il est très

fusible, et les mines le contiennent presque toujours à l'état métallique, il suffit de placer le minerai dans un creuset et de le chauffer, le métal se rassemble au fond, quelquefois cependant il est mêlé avec tant de matières terreuses qu'on ajoute de l'alcali pour les vitrifier et mieux permettre au métal de descendre au fond du creuset; au lieu de creuset on emploie dans les mines du Schneeberg des canons de fer d'un décimètre de diamètre sur 14 de long, on y introduit la mine en morceaux, on place ces canons un peu inclinés dans un fourneau, la chaleur fait fondre le bismuth qui s'écoule à un bout par un trou qu'on y a laissé, la mine contient aussi du cobalt qu'on extrait ensuite.

Ce bismuth extrait de la mine a besoin d'être purifié, pour cela on l'expose à une haute température pour volatiliser l'arsénic qu'il contient : on connaît s'il en est exempt en le dissolvant dans l'acide nitrique, il doit s'y dissoudre complètement.

4. *Cuivre.*

84. Le cuivre dont tout le monde connaît l'apparence extérieure est le métal le plus intéressant après le fer, il est bien duotile soit sous le laminoir, soit à la filière, plus fusible que l'or, et moins que l'argent, pesant 8,89, à la chaleur rouge, il absorbe l'oxigène de l'air et se recouvre

d'une couche d'oxide brun : ce métal ainsi que ses oxides colore la flamme en vert.

Il y a en France peu de mines de cuivre, elles sont situées à Saint-Bel et Chessy près de Lyon, elles ne fournissent qu'une faible partie de la consommation des manufactures françaises, on en tire d'Angleterre, de Sibérie, du Pérou et de l'Inde; celui de Sibérie est le plus pur, celui du Pérou et de l'Inde contient du fer, il y en a également en Saxe, en Hongrie, en Suède.

85. Les emplois du cuivre sont très nombreux, c'est l'un des métaux employés pour les monnaies, tout le monde connaît les nombreux ustensiles qu'on fabrique avec le cuivre. Réduit en lames on l'emploie pour doubler les vaisseaux, il entre dans la composition du laiton (258), du bronze et du métal de cloche (248), c'est aussi au moyen d'un peu de cuivre qu'on donne à l'or et à l'argent une fermeté suffisante pour les usages auxquels on les emploie et qu'ils n'auraient pas sans cela (262).

Au livre VI nous parlerons de son extraction.

5. *Tellure.*

86. Ce métal est brillant, cassant à peu près comme l'antimoine, pesant 6, la plupart du temps il est uni à l'or et à l'argent; après l'extraction de ces métaux le tellure est à l'état

d'oxide, on l'obtient à l'état métallique en le chauffant dans une cornue avec du charbon; il est un peu moins fusible que le plomb; à une chaleur un peu plus haute, il se vaporise en bouillant, on peut donc le distiller : il est assez rare et sans usage.

6. *Nickel.*

87. Le nickel est solide et ductile, pèse de 8,6 à 8,2 suivant qu'il a été forgé ou qu'il ne l'a pas été; il partage avec le cobalt et le fer les propriétés magnétiques et doit être à cet égard placé entre eux deux; on l'extrait de sa combinaison avec l'arsénic, on l'amène d'abord à l'état d'oxide et ensuite à l'état métallique comme l'urane; il est aussi difficile à fondre que le manganèse, il est sans usage.

7. *Plomb.*

88. C'est de tous les métaux, excepté le potassium, le sodium et le mercure, le plus mou et le moins tenace, aussi on peut le rayer avec l'ongle, et quoique assez ductile pour se laisser réduire en lames on ne peut pas le tirer en fils, il pèse 11,35. Divers auteurs ont placé diversement le degré de fusibilité du plomb, ce qui doit être attribué à sa plus ou moins grande pureté. Newton l'a placé

à 282°, Kirvan à 312°, il est réellement à 320° lorsqu'il est pur; tel qu'on le trouve dans le commerce il fond souvent à 260° et au-dessous. On peut, à l'aide de la chaleur, l'oxider comme l'étain (68), même plus facilement; en continuant de le calciner, on obtient une oxide rouge, nommé minium (351).

89. Ses usages sont nombreux : laminé, on l'emploie pour couvrir les édifices, pour faire des réservoirs, des conduits, des gouttières, des chaudières, des chambres à acide sulfurique (297); il entre dans la composition de la soudure (246), des caractères d'imprimerie (257), quelquefois du bronze et du laiton, mais en petite quantité; dans la céruse (413), la litharge, le minium (351); il sert encore pour l'exploitation de l'or et de l'argent (577) et pour leur affinage. On en fait des balles et des plombs pour la chasse : les premières se font dans des moules, les autres se font en faisant passer le plomb fondu au travers d'une lame percée de petits trous; les gouttes qui tombent s'arrondissent dans leur chute, et se refroidissent en tombant dans l'eau. Pour bien granuler le plomb, il faut lui allier $\frac{1}{300}$ environ d'arsénic. Quelques autres métaux produisent le même effet; mais le plomb pur ne donnerait que des grains oblongs. Il faut également que la hauteur de chute soit assez grande, par exemple, trente ou quarante mètres : on peut la diminuer,

en alliant au plomb des métaux cassans, mais alors les grains sont plus durs.

C'est du sulfure de plomb que ce métal s'extrait (576).

Article VI.

Métaux de la cinquième classe.

90. Ces métaux, oxidables par la chaleur et réductibles par une chaleur plus forte, ne décomposent l'eau pour s'approprier son oxigène à aucune température; ce sont le *mercure* et l'*osmium*.

1. *Mercure.*

91. Le mercure ou vif-argent est liquide à la température ordinaire, se vaporise à 350°, et se solidifie à 40° au-dessous de 0, froid qu'on obtient à l'aide de mélanges (390) ou en enveloppant une petite boule de verre pleine de mercure d'une petite éponge pleine de sulfure de carbone (140), liquide facilement vaporisable. En exposant cette boule sous le récipient de la machine pneumatique, le mercure se solidifie bientôt par le froid qui est produit (341 p.). Ce métal est d'un blanc très brillant, pèse 13,568.

Le mercure, à une température voisine de son

ébullition, absorbe peu à peu l'oxigène de l'air, et se transforme en oxide rouge (552).

92. Ce métal a plusieurs usages : on l'emploie dans la cuve hydrargiropneumatique (126 p.), pour contenir ou transvaser des gaz sur lesquels l'eau aurait quelque action ; on l'emploie pour les thermomètres (22 p.) et les baromètres, pour étamer les glaces (239), pour dorer en or moulu (103) ; il entre dans la composition du cinnabre ou vermillon, du sublimé, etc. (199) ; c'est avec le mercure qu'on exploite beaucoup de mines d'or et d'argent. On s'en sert aussi pour extraire la majeure partie de ces métaux, contenus soit dans les cendres d'orfèvre, soit dans les cendres de divers ouvrages de dorure, qu'on brûle exprès pour en retirer ces métaux précieux. Pour cela, on les agite avec une certaine quantité de mercure, il dissout l'or et l'argent ; en le distillant dans une cornue, ces métaux restent au fond. Après cela, ces cendres ne sont pas complètement épuisées ; mais elles contiennent assez peu d'or et d'argent pour ne pouvoir être exploitées qu'en grand (577).

Le mercure s'extrait de son sulfure (198). Lorsqu'il n'est pas pur, on le distille dans une cornue de grès ou de verre.

2. *Osmium.*

93. Métal gris-noir, infusible, s'oxidant à

l'air lorsqu'on le chauffe, se trouve dans la mine brute de platine, pèse 19, est rare et sans usage.

Article VII.

Métaux de la sixième classe.

94. Ces métaux n'absorbent l'oxigène à aucune température : il y en a six.

1. *Argent.*

95. L'argent, en raison de son inaltérabilité à l'air, de son brillant, de sa rareté, de sa facilité à être travaillé, est l'un des métaux les plus précieux. Tout le monde connaît son aspect extérieur ; il est assez ductile pour être réduit en feuilles si minces, qu'elles s'enlèvent au moindre souffle, et assez tenace pour être tiré en fils très fins ; il occupe avec l'or le premier rang, sous le rapport de ces deux espèces de ductilité. Un fil d'un millimètre porte 21 kil. ; il pèse 10,4745, fond un peu au-dessus de la chaleur rouge : il serait trop mou pour les ouvrages auxquels on le destine, si on ne l'alliait au cuivre (262). Les usages de l'argent sont nombreux et assez connus pour nous dispenser de les énumérer. On l'emploie principalement pour faire de la monnaie, des vases, ustensiles et bijoux : on

l'emploie aussi pour préparer la pierre infernale (491). On s'en sert également pour recouvrir les surfaces qu'on veut préserver de l'action de l'air : on le réduit pour cela en feuilles si minces que, malgré le haut prix de ce métal, cette argenture est d'un prix assez modique ; elle se pratique comme la dorure (101). Il est assez précieux pour qu'on en exploite même les mines très pauvres. On n'exploite maintenant en France que des mines de plomb argentifères. Les principales exploitations se font sur les sulfures en Amérique, et surtout au Mexique et au Pérou. Il y en a également en Hongrie, Transylvanie et Norwège ; mais l'Europe entière et l'Asie n'en fournissent que 72,500 kil. par an, tandis que l'Amérique en fournit 875,000 : la France n'y figure que pour 900.

2. *Palladium.*

96. Ce métal, dur quoique ductile, est blanc ; il pèse 11 environ, infusible au feu de forge, rare et sans usage, s'extrait de la mine de platine, seul endroit où on l'ait rencontré.

3. *Rhodium.*

97. Infusible, cassant, pesant 11, moins blanc que le précédent, et comme lui rare, sans usage, s'extrait de la mine de platine.

4. *Platine.*

98. Un peu moins brillant que l'argent, très ductile; à un grand état de pureté, il est assez mou pour se rayer avec l'ongle; mais très peu de métal étranger suffit pour le rendre très dur : un peu d'iridium produit parfaitement cet effet. Un fil d'un millimètre porte 31 kil. Il pèse 21, il est très ductile : on est parvenu à en obtenir des fils de moins d'un millième de millimètre. Pour cela, on place un fil de platine dans l'axe d'un cylindre creux, on coule dans celui-ci de l'argent, on passe à la filière le cylindre d'argent qui en résulte, le fil de platine s'amincit en même temps; ensuite on dissout l'argent par l'acide nitrique et on obtient le fil de platine.

On obtient un fil fin d'acier par le même procédé; mais alors on dissout l'argent au moyen du mercure, car l'acide nitrique attaquerait l'acier.

99. Dans un creuset, sans autres corps, le platine est infusible; mais quand on emploie un creuset *brasqué* (849), il fond toujours. Il paraît, d'après quelques expériences, qu'il devient fusible en s'alliant à un peu de silicium provenant de la silice contenue dans la brasque.

On emploie le platine pour faire des creusets, des cornues et autres ustensiles propres aux opé-

rations chimiques, parce qu'il est inattaqua[illegible] par les acides ; mais il est un peu attaquable p[illegible] la soude et la potasse, et plus encore par [illegible] plomb, le fer et le phosphore, qui trouerai[illegible] de suite un creuset dans lequel on les fera[illegible] fondre. On a aussi essayé d'en faire de grandes chaudières pour concentrer l'acide sulfurique dans les manufactures ; mais le haut prix de ce métal en a évidemment restreint l'usage.

Le platine, comme l'or et le diamant, se trouve dans les terrains arénacés en paillettes ou grains, ou tout au plus en petits fragmens de quelques grammes. Il est naturellement combiné avec le palladium, l'iridium et quelques autres. Nous verrons son traitement au livre VI. La plus grande partie vient de la Nouvelle-Grenade. On en trouve aussi à Haïti, au Brésil, en Sibérie, aux monts Ourals ; il y en a $\frac{1}{10}$ dans les mines d'argent de Guadalcanal en Espagne.

5. *Or*

100. L'or est moins fusible que l'argent et le cuivre, mais plus que le fer. Il est moins tenace que l'argent ; un fil d'un millimètre porte 17 kil. avant de se rompre. Ce métal, comme l'argent, a besoin d'être allié au cuivre pour avoir une fermeté suffisante pour les besoins des arts (261). C'est le plus ductile de tous les métaux ; on en fait

les fils très fins, et on peut le réduire en feuilles le $\frac{1}{10000}$ de millimètre d'épaisseur. Pour cela, après l'avoir laminé très mince, d'abord simple, ensuite en superposant plusieurs feuilles, on les place entre des feuilles de baudruche et on en forme une épaisseur de quelques centimètres qu'on maintient par une bande de parchemin; en frappant ces piles à grands coups de maillet d'acier poli, elles s'étendent et s'amincissent à tel point qu'elles flottent au moindre vent, on s'en sert pour dorer, comme nous le dirons bientôt. On prépare l'argent de la même manière pour argenter, on prépare également du cuivre et de l'étain pour imiter l'or et l'argent.

L'or se trouve le plus souvent en paillettes ou en grains dans des terrains sableux, ces sables sont plus ou moins riches en or, et assez souvent mêlés avec des sulfures d'argent ou de plomb : c'est surtout au Mexique et au Pérou qu'on en exploite, l'Amérique en fournit à elle seule 14100 kil., l'Europe 800, l'Asie 1700 et l'Afrique 1500, la France n'en produit pas.

L'or s'emploie surtout pour faire des bijoux, des vases précieux, de la monnaie, il sert dans la préparation du pourpre de Cassius (231), et aussi pour revêtir divers objets et leur donner une brillante apparence, ce qu'on nomme dorer, art dont nous allons donner quelques détails; il y a plusieurs espèces de dorure :

Dorure en détrempe.

101. La dorure en détrempe ne peut résister à l'humidité et par conséquent ne convient pas à l'extérieur.

D'abord on doit préparer le sujet qu'on veut dorer comme pour la détrempe polie (707); ensuite au lieu d'appliquer la peinture, on frotte avec du prêle sans trop user le blanc, et on passe une couche ou deux très légères composées de 16 d'ocre très fine et 2 de sanguine, le tout détrempé dans de la colle légère après avoir été soigneusement broyé à l'eau. Ce jaune, nommé *l'assiette*, doit être appliqué avec beaucoup de soins, c'est de là que dépend principalement la beauté de la dorure.

L'assiette étant sèche, on la frottera avec un linge et on y appliquera la feuille d'or après avoir mouillé la place : on place les feuilles d'or sur un petit coussin plat formé d'une peau mince tendue sur une planche avec un peu de coton cardé entre deux; on coupe les feuilles d'or de la forme qu'on désire, avec un couteau à lame mince et on enlève les morceaux qu'on veut appliquer avec un pinceau plat de poils très doux, nommé palette, qu'on passe légérement sur la joue où on a frotté un peu de graisse; la feuille posée, on l'étend en soufflant dessus,

au moyen de la palette ou plutôt d'un autre inceau qu'on n'a pas graissé. L'or étant à peu rès sec, on brunit les parties qui doivent être rillantes, au moyen d'un brunissoir d'acier ou 'une pierre à brunir et on passe une couche rès légère de colle sur les parties qu'on veut aisser mates.

La dorure étant finie, si on veut lui donner plus d'éclat, on y passera une couche de vermeil qui se compose de gomme gutte, 1; vermillon, 1; sandragon, $\frac{1}{2}$; potasse, 2; gomme, 2; eau, 30. Le tout bouilli et passé à un tamis très fin.

Dorure à l'huile.

102. Après avoir encollé le sujet, s'il n'est pas encore peint, on y applique une couche d'or-couleur qui se compose de blanc de céruse, litharge, terre d'ombre, le tout broyé à l'huile d'œillet, et détrempé avec la même huile et quelquefois un peu d'essence. Ou bien 50 gr. de succin, 12 gr. de mastic et 50 gr. d'huile grasse, qu'on étend ensuite de 25 g. d'essence.

Sur l'or-couleur, lorsqu'il est sec, on applique l'or comme ci-dessus, quelquefois on étend par-dessus une couche très mince d'un vernis transparent. Cette dorure est plus solide que la précédente, ne craint pas l'humidité et peut se laver.

Dorure en feuilles sur métaux.

On écure la pièce avec du sable et on la fait tremper dans l'eau seconde (288), on chauffe, et on applique la feuille d'or qui doit être plus forte que pour dorer sur peinture ; on applique souvent jusqu'à quatre ou six feuilles successivement.

Dorure en or moulu.

103. Cette dorure bien plus solide que les précédentes, se fait par le moyen de l'amalgame d'or (242). On fait d'abord rougir la pièce pour brûler les matières grasses dont sa surface pourrait être couverte, ensuite on la plonge dans l'acide nitrique faible, pour dissoudre l'oxide qui s'est formé à sa surface. On lave et on sèche avec de la sciure de bois ; on plonge dans du nitrate de mercure (490), elle se recouvre d'une couche mince de mercure; on la frotte, au moyen d'une *gratte-brosse*, avec de l'amalgame, lorsqu'elle en est recouverte, on chauffe peu à peu en étendant toujours l'amalgame, et enfin une forte chaleur vaporise le mercure et laisse la pièce recouverte d'or, on la fait bouillir dans l'eau et on frotte pour la nétoyer, elle n'est encore que d'un jaune terne; on la recouvre d'un mélange épais d'eau, de sel, d'alun et de nitre:

on la chauffe, on la plonge dans l'eau chaude et on l'essuie, alors elle est couleur d'or mat; on lui donne le poli avec le brunissoir si on veut qu'elle soit brillante.

Pour rendre la dorure plus solide on raie quelquefois en tous sens le sujet qu'on veut dorer, ensuite on le dore comme ci-dessus, mais on est obligé de mettre plus de couches pour effacer les raies : c'est ce qu'on nomme dorure en or haché.

Dorure en drapeaux.

On trempe des linges dans une dissolution de chlorure d'or (230) et on les brûle; pour dorer on frotte les cendres qui en résultent sur l'objet, et on brunit : c'est la dorure la plus économique.

Dorure à l'éther.

104. Ce mode de dorer s'emploie pour le fer et pour l'acier : on verse deux mesures d'éther dans une mesure de dissolution de chlorure d'or (230), on agite la liqueur, et après le repos l'éther surnage et contient l'or en suspension après avoir poli le fer ou l'acier avec de l'émeri et de l'alcool, on applique l'éther au pinceau, on chauffe et on brunit.

Nous parlerons de la *Dorure sur porcelaine* à l'article des poteries (511).

Dorure sur cuir.

105. Pour dorer sur cuir et quelquefois sur papier, on emploie deux moyens : les relieurs enduisent leur reliure de blanc d'œuf et ensuite frottent avec un petit chiffon imbibé de très peu d'huile d'olive; ils appliquent une feuille d'or, et par dessus appuient les vignettes ou caractères gravés sur cuivre, qu'ils ont préalablement fait chauffer; ensuite on enlève l'or avec un linge ou une brosse; celui sur lequel a été appliqué le métal chaud est retenu par l'albumine qui a changé de nature en cet endroit et résiste au frottement qui enlève celui qui n'a pas éprouvé cette chaleur.

Aux caractères et vignettes de cuivre on a substitué les caractères d'imprimerie parce qu'il est plus facile de s'en procurer de bien faits; mais si on les laisse trop chauffer ils fondent : pour éviter ce danger on peut mettre sur un réchaud un vase de cuivre ou fer-blanc à demi rempli d'eau, dont le couvercle ne ferme pas hermétiquement, sur ce couvercle on dépose les caractères qui, par ce moyen, ne chauffent pas au-delà de 100°.

Ce même moyen peut s'employer sur un ouvrage quelconque en cuir.

106. Le second moyen consiste à mettre sur le cuir ou le papier un vernis résineux au lieu d'al-

bumine, la chaleur du métal qu'on applique par-dessus la feuille d'or, met la résine en fusion et elle retient l'or partout où elle a été chauffée.

6. *Iridium.*

107. Ce métal se trouve mêlé à la mine de platine, on n'est pas encore parvenu à le fondre; il est très rare et sans usage.

LIVRE III.

CORPS COMBUSTIBLES COMPOSÉS.

CHAPITRE PREMIER.

COMPOSÉS NON MÉTALLIQUES.

108. Parmi les composés combustibles non métalliques, les uns sont gazeux, les autres solides ou liquides. Nous avons dit (11) que le nom des premiers se formait en ajoutant la terminaison *è*, au nom du second corps. Ex. : *hydrogène carboné*, et que celui des autres se forme en ajoutant la terminaison *ure* au nom du premier. Les premiers formeront le premier article de ce chapitre, les autres formeront le second.

ARTICLE Ier.

Composés gazeux.

1. *Hydrogène carboné.*

109. L'hydrogène peut s'unir au carbone en

diverses proportions, et les combinaisons qui en résultent se forment dans une foule de circonstances : dans la décomposition des matières végétales, comme on le voit par celui qui se dégage de la vase des marais, dans la distillation des matières végétales ou animales de nature grasse; c'est ainsi qu'on l'extrait de l'huile, de la houille ou de la résine pour l'éclairage; il se dégage spontanément dans quelques houillères, ce qui présente quelques dangers (29). Nous distinguerons trois sortes d'hydrogène carboné, les autres peuvent être considérés comme un mélange de que'ques-uns de ces trois.

Hydrogène proto-carboné.

110. Ce gaz est celui qui se dégage dans les houillères et dans les marais; pour l'obtenir, qu'on remplisse une bouteille d'eau, ainsi qu'un entonnoir qu'on fixera dessus, on plongera le tout dans l'eau d'un marais dont la vase contienne des matières végétales, en le tenant à la renverse; en remuant la vase au-dessous de l'entonnoir, il s'en élèvera des bulles de gaz hydrogène qui monteront dans l'entonnoir et la bouteille, qu'on bouchera lorsqu'elle sera pleine. Le gaz ainsi obtenu est loin d'être pur, on le placera dans un bocal sur la cuve à mercure et on y introduira du chlorure de calcium qui en ab-

sorbera l'humidité, de la potasse ou de la chaux vive, qui en absorbera l'acide carbonique, du phosphore qui en absorbera l'oxigène, il ne restera que de l'azote mais en fort petite quantité; ainsi obtenu, il pèse o,56 de l'air atmosphérique, n'a pas d'odeur; il est formé de 4 atomes d'hydrogène pour un atome de carbone, il n'est que la moitié du volume de l'hydrogène qu'il contient. Lorsqu'on le soumet à une très haute température il dépose son carbone, par conséquent il prend un volume double.

Mêlé à l'oxigène ou au chlore, il présente à peu près les mêmes phénomènes que l'hydrogène (52); il ne détonne cependant pas à la lumière.

Dans un grand nombre de lieux, et notamment dans plusieurs endroits sur le revers septentrional des Appenins et en Sicile, il se dégage de dessous terre du gaz hydrogène protocarboné qui brûle à mesure et forme ainsi une flamme perpétuelle connue sous le nom de *volcans vaseux*, parce qu'il sort en même temps de l'eau vaseuse: on ignore de quelle profondeur viennent ces émanations de gaz, il est probable que leur formation est analogue à celle qui se produit dans les houillères; quoi qu'il en soit, dans presque tous les pays qui en ont, on s'en sert pour cuire de la chaux, des poteries, etc.

Pour s'assurer de la composition de l'hydro-

gène carboné on en met dans un tube de verre épais nommé eudiomètre, mêlé avec deux fois et demi son volume d'oxigène, on l'enflamme par une étincelle électrique, on fait passer le résidu sous une cloche au moyen de la cuve à mercure, on y introduit du chlorure de calcium qui absorbe toute l'eau qu'il contient, ensuite de la potasse qui en absorbe l'acide carbonique, et enfin du phosphore qui en absorbe l'oxigène excédant et on observe le volume à chaque fois, au moyen d'une graduation marquée sur la cloche; en opérant ainsi, le dernier résidu est l'azote que contenait le gaz, en le retranchant du volume du gaz essayé, on verra combien celui-ci contenait de gaz hydrogène carboné, on trouvera que la diminution produite par l'absorption de l'eau est égale à trois fois le volume du gaz employé, abstraction faite de l'azote; et comme l'hydrogène se combine à l'oxigène dans le rapport de 2 à 1, on en conclura que cette eau contient 2 volumes d'hydrogène et 1 d'oxigène; on trouvera que l'acide carbonique absorbé par la potasse est égal à 1 volume; il contient donc 1 volume d'oxigène (280). D'ailleurs dans l'acide carbonique il y a $\frac{1}{2}$ atome de charbon contre 1 d'oxigène, et dans l'eau, 2 atomes d'hydrogène contre 1 d'oxigène; l'hydrogène carboné résulte donc de 2 atomes d'hydr. $+ \frac{1}{2}$ atome de carb., ou quatre pour un. Réduit en poids, cela fait 248

hydr. + 765 carb. C'est de la même manière qu'on analyse les autres gaz hydrogènes carbonés; c'est pourquoi nous ne parlerons pas de leur analyse.

Hydrogène bi-carboné.

111. D'après les dernières expériences de M. Faraday, il paraît qu'il y a deux espèces d'hydrogène bi-carboné, qui offrent cela de singulier que l'hydrogène et le carbone y sont précisément dans le même rapport, et que cependant l'un est deux fois aussi dense que l'autre; de sorte que l'un contient quatre fois son volume d'hydrogène tandis que l'autre ne le contient que deux fois. C'est de celui-ci que nous parlerons d'abord.

Ce gaz est formé d'un atome de carbone pour 2 d'hydrogène, ou en poids 745 carbone + 124 hydrogène. Sa pesanteur spécifique est plus des $\frac{9}{10}$ de celle de l'air. La chaleur agit comme sur le précédent, il abandonne son carbone et double de volume. Mêlé avec l'oxigène, il détonne à l'approche d'un corps embrasé, comme l'hydrogène (29); mais lorsqu'il brûle peu à peu en entrant dans l'air, il produit une flamme beaucoup plus brillante; ce qui l'a rendu très propre à l'éclairage, comme nous en parlerons ci-après. Un mélange de gaz hydrogène, plus ou moins

carbonés, produit une flamme d'autant plus lumineuse que ce mélange contient plus de carbone et qu'il est plus dense, à tel point que le gaz extrait de l'huile a un pouvoir lumineux trois fois et demi aussi grand que celui extrait de la houille (116). En contact avec le soufre fondu, il abandonne son carbone et forme de l'hydrogène sulfuré (120).

112. Avec le chlore, dans les proportions de 1 volume contre 2 de chlore, il détonne comme l'hydrogène (52) par l'action du feu ou de la lumière solaire; mais sans cette action, le même mélange produit un liquide nommé *hydrocarbure de chlore*, composé de deux atomes d'hydrogène, un de carbone et un de chlore. Pour le purifier, on l'agitera un peu avec de l'eau qui s'en séparera ensuite : il a l'aspect oléagineux, pèse un peu plus que l'eau, et bout à 66°; son odeur est analogue à celle de l'éther. Cette propriété de former avec le chlore un liquide oléagineux a fait donner à l'hydrogène bi-carboné le nom de gaz oléfiant.

113. Le gaz hydrogène bi-carboné s'obtient en soumettant à la chaleur un mélange d'une partie d'alcool sur quatre d'acide sulfurique concentré. On purifie ensuite le gaz avec de la potasse caustique qui absorbe l'acide carbonique et l'hydrogène sulfuré qui se forment quelquefois en même temps. La théorie de cette opéra-

tion est facile à concevoir : l'alcool se compose, en atomes, de { 1 oxigène, 2 carbone. / 2 hydrogène, 4 hydrogène. }

L'acide sulfurique concentré ayant beaucoup d'affinité pour l'eau, s'approprie 1 d'oxigène et 2 d'hydrogène, ce qui forme l'eau ; il reste 2 carbone et 4 hydrogène, ce qui forme l'hydrogène carboné, qui se dégage. Mais en même temps un peu d'acide se décompose, l'oxigène uni au carbone produit de l'acide carbonique, et le soufre uni à l'hydrogène produit de l'hydrogène sulfuré, que nous avons dit qu'on absorbe par la potasse.

C'est aussi l'hydrogène bi-carboné qui se produit dans la distillation de l'huile pour l'éclairage au gaz, lorsque l'opération est bien faite ; il contient même en vapeur un liquide que nous étudierons sous le nom de carbure d'hydrogène (140), ce qui augmente la quantité de carbone que contient le gaz, et par conséquent son pouvoir lumineux. Il peut aussi contenir de la seconde espèce d'hydrogène bi-carboné que nous avons annoncée : cela n'augmente pas la proportion de carbone, puisque la composition de ce nouveau gaz est la même ; mais il est plus dense, et cela suffit pour que la lumière soit plus grande.

Ce nouveau gaz hydrogène bi-carboné étant deux fois aussi dense que le premier, contient

donc quatre fois son volume d'hydrogène. Il a été obtenu par M. Faraday de la manière suivante : lorsqu'on comprime du gaz extrait de l'huile dans des réservoirs, pour le rendre portatif, on lui fait éprouver une pression de 25 à 30 atmosphères ; il se dépose dans ces réservoirs un liquide; en chauffant ce liquide avec la main seulement, il s'en dégage un gaz, c'est le gaz en question. Il a à peu près les propriétés de l'autre, et on l'analyse comme nous l'avons indiqué à l'hydrogène proto-carboné.

La combinaison de l'hydrogène avec le carbone donne aussi lieu à d'autres composés liquides, connus sous le nom d'huiles essentielles (678).

114. L'emploi de l'hydrogène carboné pour l'éclairage est assez important pour que nous entrions dans quelques détails à cet égard.

La plus ou moins grande intensité de la lumière produite par la combustion d'un gaz dépend de plusieurs causes ; la principale est que la combustion ait lieu dans l'espace le plus resserré possible, afin que la température soit très élevée ; c'est pourquoi plus le gaz est carboné, plus il produit de lumière. Cette augmentation de lumière est même plus que proportionnelle à l'augmentation de densité ; ce qui le prouve évidemment, c'est que si on compare la lumière fournie par 25 volumes de gaz bi-carboné avec

celle que donneraient les mêmes 25 volumes mêlés de 8 volumes d'hydrogène pur, ces derniers donneront $\frac{1}{3}$ de lumière de moins, quoiqu'on y ait ajouté de l'hydrogène qui est aussi combustible. Il y a donc eu une plus grande quantité de chaleur développée; mais comme elle n'a pas été resserrée dans un aussi petit espace, la lumière a été moins vive. On doit donc s'appliquer, dans l'extraction du gaz pour l'éclairage, à le produire le plus carboné possible.

Dans la mèche d'une lampe, l'huile éprouve la même décomposition que celle qu'on distille pour en obtenir du gaz : il se forme de l'acide carbonique et de l'hydrogène carboné ; c'est celui-ci qui en brûlant produit la flamme. Mais bien que la flamme d'une lampe ou d'une chandelle opère la décomposition de l'huile, cette décomposition n'est pas aussi bien faite que dans une cornue, parce qu'on ne peut pas aussi bien la diriger, et qu'une partie du carbone et même de l'huile vaporisée échappe à la combustion. D'ailleurs, pour soigner 3000 lampes, par exemple, il faut un très grand nombre de personnes, tandis qu'un petit nombre suffit pour entretenir 3000 becs de gaz.

L'huile de lin se compose de :

Oxigène. . . . 12,63.
Carbone. . . . 76,02.
Hydrogène . . 11,35.

Les 12,63 d'oxigène s'empareront de 4,83 de carbone (1 at. contre 2) pour former de l'acide carbonique; reste 71,19 de carbone, dont 70 seront suffisans pour bi-carboner les 11,35 d'hydrogène; il y aura donc 1,19 de carbone excédant, et il y a 81,35 de gaz carboné; le gaz sera donc en poids les 80^{k} pour 100^{k} de l'huile employée; ce qui ferait 650 litres de gaz par kil., si c'était de l'hydrogène bi-carboné de la première espèce, 325 si c'était de la seconde, et 650 aussi si l'hydrogène était seulement proto-carboné; mais ces 650 litres pèseraient 0^{k},46 au lieu de 0^{k},80, à cause du carbone qu'ils contiendraient de moins, ce qui le rendrait moins lumineux. Dans la pratique, on obtient 800 litres, ce qui prouve qu'il y a de l'hydrogène non carboné. Il est probable que c'est un mélange de plusieurs gaz plus ou moins carbonés.

115. Pour extraire le gaz de l'huile, on l'expose à une température rouge-cerise. La fig. 4 représente l'appareil dans lequel se fait cette opération; *a* est un réservoir fermé dans lequel on met l'huile qui doit être consommée dans le courant de la journée; il est muni d'un tube *b*, destiné à rendre l'écoulement constant (295 p.) par le tube *c*; de là il tombe dans un cylindre de fonte, placé sur un fourneau, et pour augmenter les points de contact avec ses surfaces chaudes, on y met du coak; c'est celui de tous les

corps qu'on a trouvé préférable, après en avoir essayé plusieurs autres. L'huile se réduit en vapeurs, et se trouvant en contact avec des corps très chauds, elle se décompose, et le gaz sort par le tube *d*, qui le fait repasser dans l'huile, afin de condenser l'huile en vapeur qu'il pourrait encore contenir; de là il s'en va par le tube *e* ou gazomètre (129 p.). Le cylindre s'ouvre à l'une de ses extrémités, quelquefois à toutes deux, pour changer le coak qui se charge du carbone excédant que contient l'huile, changement qui ne devient nécessaire que tous les mois environ.

On a essayé de substituer à l'huile les graines oléagineuses, et il semblait que cela dût produire une économie, puisque cela épargnait la main-d'œuvre pour la fabrication de l'huile. Mais les inconvéniens qu'il y a à distiller une matière solide au lieu d'une liquide ont plus que compensé cet avantage, si c'en est un; car, dans l'extraction de l'huile, les graines donnent un *tourteau* pour résidu, qui est perdu lorsqu'on distille directement les graines.

Du gaz extrait de la houille.

116. La grande chaleur qui est nécessaire pour la décomposition du charbon de terre est une condition défavorable, car, à cette haute température, la fonte des cornues se combine

soit avec le carbone qu'elles contiennent, soit avec les exhalaisons carboniques ou sulfureuses du foyer, et sont carburées ou sulfurées au bout de quelque temps. Elles ne durent pas au-delà de quatre ou cinq mois. Elles sont ordinairement de forme rectangulaire, de 160[l] de capacité, et de fonte assez épaisse; elles sont placées sur une voûte de briques qui a quelques ouvertures, afin de ne pas trop laisser darder la flamme sur un seul point. Lorsqu'elles sont détériorées d'un côté, on les retourne de l'autre. Le gaz sortant des cornues n'est pas pur, celui du charbon l'est bien moins que celui de l'huile qui ne contient qu'un peu d'acide carbonique; aussi la purification est une partie très importante de l'opération. Il contient de l'hydrogène sulfuré provenant des sulfures que contient la houille, et aussi un peu d'ammoniaque. Pour le purger de ces impuretés, surtout de l'hydrogène sulfuré, on le fait d'abord circuler dans de longs récipiens à moitié pleins d'eau, où il se refroidit et dépose le goudron qu'il a entraîné; ensuite on le fait passer au travers d'un lait de chaux en consistance de bouillie, pour absorber l'acide carbonique et l'hydrogène sulfuré, et enfin au travers d'eau acidulée, pour absorber l'ammoniaque. Pour passer au travers d'un lait de chaux, le gaz est obligé de vaincre une certaine résistance, ce qui produit une plus grande pression dans les conduits où est le gaz,

et augmente les pertes qui se font par les fissures. On évite cet inconvénient de plusieurs manières.

On fait passer le gaz en lames minces à la surface de grandes cuves presque pleines d'eau de chaux, qu'on agite continuellement, afin de renouveler les surfaces, ou bien on le fait passer dans une espèce de colonne pleine de corps durs, sur lesquels on fait tomber un filet d'eau de chaux, qui tombe en s'éparpillant sur ces corps, ce qui renouvelle les surfaces, ou bien encore on emploie la chaux en morceaux : on en forme des lits alternés avec de la paille, et on fait passer le gaz au travers. Le même appareil sert à purifier le gaz de l'huile; mais celui-ci exige moins de perfection, car il ne contient qu'un peu d'acide carbonique, et il peut sans inconvénient grave en rester une petite quantité. Il n'en est pas de même de l'hydrogène sulfuré qui ronge les conduits, produit en brûlant de l'acide sulfureux qui a une odeur suffocante et attaque certaines couleurs. Après avoir été épuré, le gaz se rend dans le gazomètre (129 p.), et de là dans des conduits qui le distribuent aux becs. Ces conduits doivent avoir 10 à 12 centimètres de diamètre, pour donner passage à 163000 litres de gaz par heure, ce qui suffit pour 1200 becs, si c'est du gaz au charbon, et pour 3600, si c'est du gaz de l'huile.

Le choix de la houille n'est pas indifférent : la plus bitumineuse est la meilleure. Sous ce rapport, les houilles anglaises sont plus riches que les nôtres : elles donnent à Glascow, 300 litres par kil.; à Liverpool, 240; à Wesminster et à Londres, 180; à Manchester et en France, de 160 à 170.

C'est un essai à faire dans chaque fabrique en particulier, pour savoir combien le charbon doit rester de temps dans les cornues. Plus on le laisse, plus on en extrait de gaz; mais les dernières parties nécessitent tant de chaleur, qu'elles ne valent pas le charbon qu'on brûle. Quelques essais bien faits feront facilement voir quel est le délai au bout duquel il convient de changer le charbon des cornues. Une autre cause influe aussi sur la détermination de ce délai, c'est que le gaz n'est pas le même aux diverses époques de l'opération : il est de moins en moins bon, à mesure que l'opération avance; il est aussi inférieur toutes les fois que la température est trop élevée, parce qu'alors cela dégage de l'hydrogène non carboné. Voici le résultat d'une expérience de ce genre. Au bout d'une heure, 100 volumes de gaz absorbaient 164 volumes d'oxigène; au bout de trois heures, 168; au bout de cinq heures, 132; au bout de sept heures, 140; au bout de neuf heures, 123; au bout de onze heures, 100 seulement. La diminution à la cinquième

heure provient sans doute d'une température trop élevée dans cet instant. Tous ces gaz sont intermédiaires entre l'hydrogène pur et le protocarboné; car 100 volumes du premier absorberaient 50 volumes seulement, et le dernier 200.

A Paris, on ne laisse le charbon que quatre heures, au lieu de six qu'on le laissait dans les commencemens.

L'emploi du gaz a fait craindre des explosions semblables à celles qui ont lieu dans les houillères (29); mais une commission, nommée pour examiner l'étendue de ce danger, à l'établissement du faubourg Poissonnière, a décidé que ces accidens sont impossibles dans une manufacture; car le gaz qui se mêle à l'air ne pourrait détonner qu'autant qu'il en ferait $\frac{1}{10}$, et l'air qui s'introduit dans le gaz ne pourrait le faire détonner qu'autant qu'il serait les $\frac{4}{5}$ du mélange. Ces explosions ne peuvent avoir lieu que dans les endroits où on arrive avec une chandelle, après en avoir absenté long-temps; car dans les lieux où on est, l'odeur du gaz avertit long-temps avant que le danger soit réel; dans les lieux aérés cela est tout-à-fait impossible.

Les conduits de fonte, destinés à transmettre le gaz de l'usine chez les particuliers, sont la principale dépense de l'établissement; c'est ce qui a donné l'idée de l'éclairage au gaz portatif.

117. Pour cela, on comprime du gaz, jusqu'à le réduire à $\frac{1}{50}$ de son volume, dans des cylindres de cuivre, et on transporte ces cylindres dans l'endroit à éclairer. Comme la force expansive du gaz qui le fait sortir du réservoir n'est pas constante, mais va sans cesse en diminuant, et qu'il faut néanmoins que l'écoulement du gaz le soit pour produire une lumière uniforme, cela a nécessité l'invention de robinets pour régulariser l'écoulement du gaz, en laissant peu à peu un passage d'autant plus grand que la tension du gaz diminue : ils se composent d'un robinet tournant lentement par le moyen d'un mouvement d'horlogerie, et laissant passer le gaz par une ouverture fine et allongée qui se découvre peu à peu.

Ce mode d'éclairage, en employant le gaz du charbon, aurait nécessité des réservoirs trop grands; aussi n'y a-t on employé que le gaz de l'huile. Un bec n'en consomme que 38 litres par heure, ou 190 pour cinq heures, ce qui nécessite un réservoir de $\frac{190}{50} = 6$ litres $\frac{1}{5}$, volume assez restreint pour permettre d'éclairer des salles par le moyen de lustres suspendus, composés d'un globe servant de réservoir, auxquels sont adaptés un, deux ou trois becs. Pour trois becs, ce réservoir n'a besoin que de 34 centimètres de diamètre intérieur. Si on donnait aux réservoirs à peu près la force nécessaire pour résister à l'ex-

pansion du gaz, il y aurait à craindre qu'il éclatât. Mais en France, on a sagement exigé que tous ces réservoirs fussent mis, avant de s'en servir, à une épreuve double de celle qu'ils ont à soutenir.

118. Le bon marché de la résine comparée à l'huile et leur composition chimique presque identique, ont dû depuis long-temps suggérer l'idée de l'employer pour l'éclairage au gaz; un brevet d'invention a même été pris par M. Chaussenot, pour un appareil à ce destiné. Le gaz de la résine cependant, quoique bien supérieur à celui du charbon, n'a pas été, jusqu'à présent, aussi bon que celui de l'huile. La quantité nécessaire pour produire le même éclairage avec ces trois gaz est 40 lit., 60 lit., 140 lit.

L'appareil pour le gaz de la résine peut être construit comme celui pour l'huile, à l'exception que le réservoir doit être attenant au fourneau et en recevoir assez de chaleur pour maintenir la résine toujours liquide.

119. Il nous reste à considérer ces trois modes d'éclairage, sous le rapport économique. Les prix qui entreront dans ces comptes sont nécessairement variables avec le pays, ainsi que les qualités de charbon; mais à l'aide de quelques expériences, il sera facile d'ajuster ces comptes à une localité quelconque.

1° *Gaz au charbon.*

Il faut, par heure, pour chaque bec,	140 lit.
Un bec brûle, durée moyenne, $4\frac{1}{2}$ heures par jour; pour 1000 becs, cela fait par jour.....	630 000 l.
En comptant 330 jours dans l'année.....	207 900 000
Chaque kil. de charbon en donne 170; il faut donc distiller.....	1 223 000 k.
On en brûle à peu près moitié autant.....	612 000
Total.....	1 835 000

L'hectolitre pèse 80 kil. Cela fait donc 22937 hect. $\frac{1}{2}$ à 4 fr.....	91 750 fr.
Frais divers.....	35 000
Dépense totale.....	126 750

1000 becs à 100 fr.....	100 000 fr.
Les 12 000 hect. distillés donnent 20 000 hect. de coke, à 3 fr.	60 000
Recette totale.....	160 000

Ce qui fait un bénéfice de 33 250 fr.

Le capital nécessaire serait d'environ 500 000 f. Cela ferait donc un intérêt de 6 fr. 65 c. pour 100.

un atome de phosphore pour 2 atomes d'hydrogène, et son volume n'est que les $\frac{2}{3}$ de celui de l'hydrogène qu'il renferme. La propriété remarquable de ce gaz, c'est de brûler spontanément aussitôt qu'il est en contact avec l'air, et surtout avec l'oxigène.

Pour l'obtenir, on met dans une fiole ou un petit matras, de la chaux délayée dans de l'eau, en consistance de bouillie, un peu de phosphore découpé en très petits morceaux; on achève de remplir une grande partie de la fiole avec de la chaux sèche, et on expose le tout à la chaleur; l'hydrogène phosphoré ne tarde pas à paraître; on le reçoit à l'aide d'un tube recourbé, dans un vase sur la cuve hydropneumatique (126 p.). Dans cette opération, l'eau se décompose; son oxigène, en se combinant au phosphore, forme un acide qui se combine à la chaux, et l'hydrogène se combine à une autre partie du phosphore, ce qui forme l'hydrogène phosphoré. Il faut de temps en temps laisser aller à l'air quelques bulles de gaz pour s'assurer s'il est toujours inflammable; lorsqu'il ne l'est plus, c'est qu'il ne contient pas les $\frac{2}{5}$ de son volume d'hydrogène perphosphoré; le reste est du gaz hydrogène non combiné au phosphore. Ce gaz est mêlé à l'autre dès le commencement, et il y en a de plus en plus jusqu'à la fin de l'opération où il y en a les $\frac{9}{10}$.

Exposé à une forte chaleur il perd le tiers de son phosphore; il est alors proto-phosphoré, et ne s'enflamme plus spontanément. Il n'est toujours en volume que les $\frac{2}{5}$ de l'hydrogène qu'il contient. Ces gaz sont sans usage.

3. *Hydrogène sulfuré ou acide hydro-sulfurique.*

121. L'hydrogène sulfuré est un gaz sans couleur, d'une odeur fétide assez semblable à celle des œufs corrompus, pesant $\frac{119}{100}$ de l'air atmosphérique; il éteint les corps en combustion qu'on y plonge, et brûle lui-même comme l'hydrogène avec une flamme bleuâtre. Souvent dans cette combustion, il se dépose un peu de soufre, parce que l'oxigène se combine de préférence à l'hydrogène. Ce gaz a une action délétère sur l'économie animale: $\frac{1}{1000}$ mêlé à l'air suffit pour faire périr les petits animaux et incommoder beaucoup les gros, qui périraient eux-mêmes dans un air qui en contiendrait $\frac{1}{100}$.

Il est composé d'un atome de soufre sur deux d'hydrogène, et contient un volume d'hydrogène égal au sien. Par la chaleur, il abandonne une partie du soufre qu'il contient.

122. Ce gaz est considéré comme acide parce qu'il rougit la teinture de tournesol, et qu'il est susceptible, comme les acides, de se combiner

aux alcalis et autres oxides, et de former des composés qu'on désigne sous le nom d'hydrosulfates; mais ils peuvent aussi se considérer sous un autre point de vue, car l'hydrogène de l'acide et l'oxigène de l'alcali ou oxide qui entrent dans ces composés, sont précisément dans un rapport convenable pour former de l'eau (23). On peut donc considérer un hydrosulfate de potasse, par exemple, comme du sulfure de potassium mêlé avec un peu d'eau. Par la chaleur on peut vaporiser cette eau, il reste du sulfure de potassium; si on le dissout dans l'eau il en résulte le même composé qu'auparavant; pour nous un hydrosulfate de potasse, ou un sulfure de potassium dissout dans l'eau, c'est donc la même chose; nous le considérerons sous ce dernier point de vue.

Le chlore et l'iode décomposent l'hydrogène sulfuré en s'emparant de l'hydrogène. Le chlore surtout opère cette décomposition presque subitement; c'est pourquoi le chlore ou les composés où il entre, tels que le chlorure de chaux, ont été employés et le sont encore pour détruire les exhalaisons putrides, qui contiennent quelquefois de l'hydrogène sulfuré.

L'eau, à la température ordinaire, peut dissoudre trois fois son volume de ce gaz et contracte son odeur fétide.

123. L'acide hydro-sulfurique entre en très

petite quantité dans les eaux dites sulfureuses, telles que celles de Barèges, et c'est lui qui leur donne leurs propriétés caractéristiques ; il est également produit par la putréfaction des matières animales, spécialement des œufs, et dans les fosses d'aisance.

124. Pour obtenir ce gaz, on verse de l'acide hydrochlorique liquide sur du sulfure d'antimoine; quelques autres sulfures y sont également propres. On aide son action par la chaleur : le chlore se combine à l'antimoine pour former du chlorure de ce métal, et le soufre, prenant la place du chlore, se combine à l'hydrogène de l'acide, et forme de l'hydrogène sulfuré qui se dégage et ne reste pas dissous comme l'était l'acide hydrochlorique, parce qu'il est beaucoup moins soluble. On peut aussi obtenir ce gaz par l'action de l'acide sulfurique sur quelques sulfures, et notamment sur les sulfures solubles, comme ceux de chaux, de barite, de potasse. Dans ce cas, l'eau est décomposée ; son hydrogène, uni au soufre du sulfure, se dégage, c'est l'hydrogène sulfuré ; et son oxigène se combine au métal qui s'unit à l'acide et forme un sulfate. La fig. 5 représente un appareil propre à obtenir l'hydrogène sulfuré. Dans le ballon *a*, est le sulfure; par le tube *b*, on verse l'acide; le gaz s'échappe par le tube *c*; dans le flacon *d* est de l'eau légèrement alcaline pour retenir le peu d'acide

étranger qui pourrait se développer ; les flacons *e*, *f*, contiennent de l'eau qui, comme nous l'avons dit, dissout trois fois son volume de gaz ; et enfin, dans le dernier flacon, est un liquide très alcalin pour absorber tout l'hydrogène sulfuré, afin d'éviter qu'il se dégage dans l'air et y répande l'odeur si désagréable qui lui est propre.

L'acide hydro-sulfurique est employé comme réactif pour reconnaître la présence de quelques oxides métalliques (255), et aussi pour faire des eaux minérales sulfureuses.

4. *Hydrogène sélénié.*

125. Ce gaz, dont les propriétés sont très ressemblantes à celles du précédent, a été examiné par M. Berzélius. Il est très rare et sans usage : son action sur l'économie animale est encore plus malfaisante que celle de l'hydrogène sulfuré.

5. *Hydrogène chloré ou acide hydrochlorique.*

126. Cet acide, connu aussi sous le nom d'*acide marin* ou *acide muriatique*, a été considéré pendant long-temps comme composé d'oxigène et d'un corps inconnu, parce qu'alors on croyait que l'oxigène devait nécessairement entrer dans la composition de tous les acides. Plusieurs

exemples contraires ayant été donnés, tout le monde est d'accord aujourd'hui pour le considérer comme composé d'hydrogène et de chlore. Les expériences de MM. Gay-Lussac et Thénard ont surtout contribué à ce changement d'opinion. Un volume de ce gaz contient $\frac{1}{2}$ volume de chlore et $\frac{1}{2}$ volume d'hydrogène; en atomes, il y a un atome de l'un pour un atome de l'autre, ou en poids, 2200 de chlore sur 62 d'hydrogène. Il est sans couleur, d'une odeur si piquante, qu'elle est dangereuse à respirer : il pèse 1,247 de l'air atmosphérique. Les métaux de la 5e et 6e classe, ainsi que le manganèse, le zinc, le fer et l'étain, mis en contact avec le gaz hydrochlorique, s'emparent du chlore à l'aide de la chaleur, et laissent l'hydrogène en liberté.

127. Les hydrochlorates ou composés d'acide hydrochlorique et d'oxide peuvent être considérés comme des chlorures : les raisons sont les mêmes que celles que nous avons données en parlant des hydrosulfates (122).

128. Le gaz hydrochlorique s'obtient en versant dans un ballon ou matras de l'acide sulfurique sur du sel marin ou chlorure de sodium : on aide leur action par la chaleur, et si du col du matras part un tube qui aille s'engager sous un bocal sur la cuve à mercure (127 p.), le gaz se dégagera bientôt; s'il est pur, de l'eau, mise en contact avec lui, doit l'absorber presque sur-

le-champ. Si, au lieu d'aller s'engager sous un bocal sur le mercure, les tubes partant du matras se rendent dans des fioles remplies d'eau, comme l'indique la fig. 5, l'eau dissoudra jusqu'à 464 fois son volume ou les $\frac{5}{4}$ de son poids; au-dessous de 220°, elle en dissoudrait même davantage. Ce liquide se nomme acide hydrochlorique liquide; sa pesanteur spécifique varie, suivant qu'il contient plus ou moins de gaz hydrochlorique; il pèse 1,21 lorsqu'il en contient les $\frac{4945}{10000}$ de son poids, et chaque diminution d'un centième dans la pesanteur spécifique correspond à une diminution de $\frac{202}{10000}$ dans la quantité réelle d'acide.

L'affinité de ce gaz pour l'eau est si grande, que lorsqu'il se répand dans l'air, il y devient visible, sous forme de vapeur blanchâtre, résultant de sa combinaison avec l'eau contenue dans l'atmosphère.

Pour les besoins des arts, on prépare l'acide hydrochlorique liquide par le même procédé; on substitue au matras de verre, un de plomb ou bien un cylindre : on emploie aussi des cylindres de fonte; mais alors il ne faut pas employer de l'acide sulfurique faible, parce qu'il attaque la fonte, et produit de l'hydrogène; il doit toujours se produire de l'hydrogène, puisque l'acide hydrochlorique agit sur le fer. L'acide sous forme de gaz se rend dans de grands vases

pleins d'eau, à la surface de laquelle il passe sans plonger dans l'intérieur, afin d'éviter la pression que cela occasionerait dans l'appareil, et on change l'eau lorsqu'elle est saturée.

La théorie de cette opération est fort simple : l'acide sulfurique employé est formé d'acide réel et d'eau ; l'oxigène de celle-ci s'unit au sodium, ce qui forme de la soude (321), et l'hydrogène s'unit au chlore, ce qui forme du gaz acide hydrochlorique ; en même temps la soude formée s'unit à l'acide sulfurique, et forme du sulfate de soude.

129. Aujourd'hui la fabrication de l'acide hydrochlorique est toujours réunie à celle de la soude, parce qu'on retire celle-ci du sulfate de soude qui se produit en même temps (406).

6. *Hydrogène ioduré ou acide idriodique.*

130. Ce gaz est analogue au précédent : sa pesanteur spécifique est 4 fois aussi grande. En contact avec le chlore, celui-ci s'empare de l'hydrogène, et l'iode, devenu libre, apparaît sous forme de vapeurs violettes. Il est décomposé par un plus grand nombre de métaux que le précédent, notamment par le mercure, ce qui empêche de le recueillir sur la cuve à mercure. Ces métaux s'emparent de l'iode, et mettent l'hydrogène en liberté. Il se dissout en grande quantité

dans l'eau; dans l'acétate de plomb, il forme un précipité d'un beau jaune; dans les sels de peroxide de mercure, un rouge; dans ceux d'argent, un blanc insoluble dans l'ammoniaque, tandis que celui produit par l'acide hydrochlorique y est très soluble. Tous ces précipités sont des iodures. L'acide hydriodique est susceptible de se combiner à l'hydrogène proto-phosphoré à volume égal, et produit des cristaux blancs de forme cubique : cela se fait en l'absence de l'eau, car celle-ci les décompose. Il existe aussi un hydrocarbure d'iode ou hydriodure de carbone analogue à l'hydrocarbure de chlore; mais il est solide et cristallin. Ce gaz est composé d'un atome d'hydrogène pour un atome d'iode, et contient un volume d'hydrogène égal à la moitié du sien : on l'obtient en chauffant dans une cornue ou un matras du phosphure d'iode, contenant un peu d'eau; celle-ci se décompose, son oxigène s'unit au phosphore qui forme de l'acide phosphoreux, et son hydrogène s'unit à l'iode, et forme de l'acide hydriodique qui se dégage sous forme de gaz qu'on conduit par le moyen d'un tube dans l'eau, si on veut obtenir une dissolution liquide de cet acide, ou au fond d'un flacon sec, si on le veut à l'état de gaz; il chasse peu à peu l'air du flacon. On ne peut pas opérer sur le mercure, car il décompose ce gaz; on ne doit pas non plus employer du phosphure

contenant plus d'un neuvième de son poids de phosphore, car il se produirait de l'hydrogène phosphoré.

7. *Acides hydrofluorique, fluosilicique et fluoborique.*

131. L'acide aujourd'hui nommé hydrofluorique a long-temps été nommé acide fluorique, et considéré comme composé d'oxigène et d'un corps inconnu, nommé fluor. L'analogie de ses composés avec ceux de l'acide hydro-chlorique l'a fait depuis peu de temps considérer comme formé d'hydrogène et d'un corps simple qu'on nomme fluor; mais cette composition n'a pas été démontrée par l'expérience. Cet acide est liquide à une basse température, et gazeux au-dessus de 30°; il est sans couleur; liquide et exposé à l'air, il exhale des fumées blanches, résultant de la combinaison de ses vapeurs avec l'eau contenue dans l'air. C'est de tous les corps le plus corrosif, il agit très fortement sur la peau : une très petite quantité la désorganise et y produit une ampoule douloureuse et suppurante. Ses vapeurs sont par conséquent très dangereuses à respirer : quelques gouttes versées sur la tête d'un animal suffisent pour lui donner la mort. Il se combine avec l'eau en toutes proportions : cette combinaison donne lieu à tant

de chaleur que chaque goutte d'acide qui tombe dans l'eau produit une espèce de décrépitation. Par ce mélange, l'acide conserve ses mêmes propriétés, mais bien moins énergiques. Lorsque cet acide se combine avec les oxides métalliques, on pourrait considérer la combinaison comme un hydrofluate. Nous la regarderons comme fluure, par la même raison que pour les hydro-sulfates (122).

132. Cet acide attaque le verre, ce qui le rend propre à graver sur verre. Pour cela, on recouvre celui-ci d'un enduit formé de cire et de térébenthine, on dessine sur cet enduit avec une pointe métallique, de manière à découvrir le verre, et on recouvre ensuite le tout d'acide fluorique, ou on l'expose aux vapeurs de cet acide, qui attaque le verre dans tous les endroits où il est découvert. D'après cela, il est évident qu'on ne peut se servir de verre ni pour le préparer ni pour le conserver. On le prépare dans une cornue de plomb (fig. 8) qui s'ouvre en deux pièces, pour y introduire et en extraire les matériaux ; on y met du fluure de chaux (236) et de l'acide sulfurique, on aide leur action par la chaleur; l'acide se rend dans le récipient *a*, qu'on a soin de refroidir ou de tenir en partie plein d'eau, si on ne désire pas l'acide pur : cette eau rend l'opération moins dangereuse. La théorie est la même que celle de la préparation de

l'acide hydrochlorique (128). On le conserve dans des vases d'argent avec un bouchon de même métal fermant exactement.

133. Le fluor est aussi susceptible de se combiner à la silice et au bore, et forme des composés acides. Le premier s'obtient comme l'acide hydrofluorique, en ajoutant de la silice dans le mélange, et le second en ajoutant de l'acide borique : celui-ci est le gaz le plus soluble dans l'eau; $\frac{1}{700}$ de son volume suffit pour le dissoudre.

8. *Hydrogène azoté ou ammoniaque.*

134. L'ammoniaque, connue sous le nom d'*alcali volatil*, est composée de 3 atomes d'hydrogène sur un d'azote : elle contient la moitié de son volume d'azote et une fois et demie son volume d'hydrogène. On en démontre la composition en excitant au travers d'une petite quantité de gaz, un centilitre par exemple, une série d'étincelles électriques, jusqu'à ce qu'elle ait doublé de volume ; alors elle a perdu son odeur suffocante et la propriété de rougir le papier de curcuma, et on fait l'analyse du mélange, comme nous l'avons dit (117) pour le gaz des marais. Lorsqu'on expose du fer humecté à l'air ou même au contact du gaz azote, il se forme à la longue un peu d'ammoniaque et de l'oxide de fer, ce qui prouve encore que l'am-

moniaque se compose d'azote et d'hydrogène; car le fer, pour devenir oxide, absorbe l'oxigène de l'eau; reste donc l'hydrogène de celle-ci et l'azote au contact duquel le mélange est exposé.

135. On extrait l'ammoniaque de l'hydrochlorate (559). Pour cela, on mêle parties égales de ce sel et de chaux vive, pilés d'abord séparément; on introduit le mélange dans un matras; la chaux s'empare de l'acide hydrochlorique, ce qui forme du chlorure de calcium et un peu d'eau, et l'ammoniaque, mise en liberté, devient sensible par son odeur piquante, même à la température ordinaire. On adapte au matras un tube qui va s'engager sous des cloches sur la cuve à mercure, si on veut recueillir l'ammoniaque à l'état gazeux (fig. 7), ou dans des flacons aux deux tiers pleins d'eau, si on veut l'obtenir dissous dans ce liquide (fig. 6). De 50 gr. de sel ammoniac on devrait retirer 10 gr. d'ammoniaque ou 13 litres, on n'en retire ordinairement que 7 ou 8. On reconnaît qu'il est pur lorsque l'eau l'absorbe complètement.

L'ammoniaque pèse 768 milligrammes par litre : elle est sans couleur, a une odeur très vive, exerce sur les paupières une action piquante, éteint les corps enflammés qu'on y plonge; mêlée à l'oxigène, elle détonne comme l'hydrogène, et donne lieu à de l'eau et à de l'azote. Lorsqu'on fait passer bulle à bulle de l'ammoniaque dans

du chlore, chaque bulle produit une vive lumière; le chlore s'empare de l'hydrogène de l'ammoniaque, et met l'azote en liberté; cela forme de l'acide hydrochlorique qui se combine à une autre partie de l'ammoniaque, et forme du sel ammoniac (559). Il en est de même, mais sans lumière, si on mêle ces deux corps dissous dans l'eau. Le fer et le cuivre, à une haute température, ont la propriété de décomposer l'ammoniaque sans s'approprier aucun de ses principes. La plupart des autres métaux n'opèrent cette décomposition que partiellement. Elle se combine aux gaz des quatre articles précédens, et forme des sels que nous examinerons (558).

136. L'eau, à la température ordinaire, dissout 430 fois son volume de gaz ammoniaque ou $\frac{1}{5}$ de son poids et plus à une plus basse température. Nous avons indiqué ci-dessus l'appareil qu'on emploie pour cela. Pour la fabrication en grand, on substitue au matras une bassine de fonte, et on humecte le mélange. L'ammoniaque, en se dissolvant dans l'eau, en diminue la pesanteur spécifique. Cette diminution est de 0,00375 pour chaque centième d'ammoniaque que contient la combinaison; ainsi un liquide composé de 0,20 de cet alcali sur 0,80 d'eau pèsera $0,00375 \times 20$ ou 0,075 de moins que l'eau, ce qui fait 0,9265.

137. L'ammoniaque s'emploie à l'état liquide, en médecine, comme un stimulant des plus puis-

sans ; donnée aux animaux, elle dissipe les gonflemens qu'occasione en eux une trop grande quantité d'herbes fraîches. On s'en sert pour reconnaître la présence d'un grand nombre de corps (855). Dans les arts, on ne l'emploie presque jamais à l'état de pureté, mais à l'état de combinaison avec les acides, et spécialement d'hydrochlorate (559).

9. *Azote carboné ou cyanogène.*

138. C'est un gaz inflammable, sans couleur, d'une odeur piquante, pesant 2 gr.,345 par litre, rougissant la teinture de tournesol, composé d'un atome d'azote sur un de carbone, contenant un volume d'azote égal au sien.

L'eau et l'éther en dissolvent quatre fois leur volume, et l'alcool vingt fois.

139. Il est susceptible de se combiner à l'hydrogène, ce qui forme un acide nommé hydrocyanique ou prussique. Comme on ne l'obtient que des matières animales, nous l'examinerons plus tard (820). Ici nous dirons seulement que les combinaisons de cet acide avec les oxides qu'on désigne par le nom de *hydrocyanates* ou *prussiates*, peuvent aussi être considérés comme des cyanures, par la même raison que nous avons donnée (122).

On obtient le cyanogène en exposant à la cha-

leur, du cyanure de mercure bien sec. Ce gaz est sans usage, mais entre dans la composition de l'acide prussique, qui lui-même entre dans celle du bleu de prusse.

ARTICLE II.

Composés solides et liquides.

1. *Carbure d'hydrogène.*

140. Nous avons déja dit (113) que lorsqu'on comprime du gaz hydrogène carboné, extrait de l'huile, il s'en dépose un liquide transparent; en chauffant un peu ce liquide, il s'en dégage de l'hydrogène bi-carboné. Si ensuite on le soumet à la distillation, la température à laquelle il bouillira croîtra progressivement; si on recueille le liquide distillé lorsqu'elle passe 80° jusqu'à 87° ou 88°, et qu'on soumette ce liquide à un froid de 18° (390), il s'en déposera des cristaux; en les pressant avec du papier sans colle, refroidi à la même température, on en séparera le liquide qui les mouille; c'est cette matière cristalline que nous appelons corbure d'hydrogène. Elle se compose d'un atôme d'hydrogène sur un de carbone. Il fond à 5° et pèse 0,956 lorsqu'il est solide, 0,85 lorsqu'il est liquide, bout à 85° ou 86°; il est sans usage.

Le liquide qui se sépare de ce composé cristallin est aussi un carbure d'hydrogène; les proportions de ses composans ne sont pas aussi simples que pour le précédent.

Nous avons déja annoncé (113) que le carbone et l'hydrogène donnent encore lieu à d'autres composés qui seront examinés parmi les matières végétales.

2. *Carbure de soufre.*

141. Le carbure de soufre, aussi nommé sulfure de carbone, est liquide, incolore, d'une odeur fétide et d'un goût âcre; il pèse 1, 263 et bout à 45°. La facilité avec laquelle il se vaporise le rend propre à produire un froid très intense, suffisant pour congeler le mercure (40°). Pour cela on remplit de mercure une petite boule de verre, on l'enveloppe d'une petite éponge imbibée de carbure de soufre, et on expose le tout sous le récipient d'une machine pneumatique; le vide favorise la vaporisation du carbure de soufre; cette vaporisation absorbe une grande quantité de calorique combiné (340 p.), et bientôt le mercure se gèle. Étant composé de deux corps combustibles, il est très inflammable lui-même. Il n'est pas soluble dans l'eau; mais dans l'alcool, l'éther et les huiles, l'eau le sépare des deux premiers. Il dissout le soufre et

le laisse déposer en cristaux par une évaporation lente. Il est composé d'un atome de carbone sur 2 atomes de soufre. Il forme avec les oxides métalliques et les sulfures des composés dont nous parlerons plus tard.

On prépare ce liquide en mettant des fragmens de charbon dans un tube de porcelaine qu'on expose dans un fourneau à une température rouge; on fait passer à travers de ce charbon du soufre en vapeur, au moyen d'une cornue qui aboutit à l'une des extrémités du tube, et le carbure coule à l'autre extrémité par un tube qui plonge dans l'eau froide, qui le condense et laisse échapper les gaz qui se forment en même temps. Il est bon qu'il y ait plusieurs vases d'eau les uns à la suite des autres, comme ceux de la fig. 6.

3. *Carbure de chlore.*

142. Il y a deux combinaisons du chlore avec le carbone; la première, qui résulte d'un atome de carbone uni à 3 de chlore, est solide, cristalline, sans couleur, presque sans goût, d'une odeur camphrée, pesant 2, fusible à 160°, bouillant à 182°, et se sublimant en cristaux lamelleux, presqu'insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, l'éther et les huiles, s'obtient en faisant passer du chlore dans de l'hydro-carbure de

chlore (112), l'hydrogène s'unit à une partie du chlore et forme de l'acide hydrochlorique (126) et le carbone s'unit à l'autre partie et forme le composé en question qui se dépose sous forme de cristaux, qu'on purifie en lavant avec de l'eau, séchant avec du papier sans colle et distillant.

Exposé à la chaleur rouge dans un tube de porcelaine, le composé précédent perd une partie de son chlore et il en résulte un autre composé formé de 2 atomes de chlore sur un de carbone. On le purifie en le distillant à plusieurs reprises, ce qui exige fort peu de chaleur, pour ne pas vaporiser le peu du composé précédent qui a échappé à la décomposition : celui-ci est liquide, incolore, pesant 1,55, bouillant à 74°, ne se solidifiant pas même à —18°, insoluble dans l'eau, mais bien dans l'alcool, l'éther et les huiles.

4. *Phosphure de soufre.*

143. Le phosphore se combine au soufre dans un grand nombre de proportions; il en résulte des composés plus fusibles que le soufre et quelquefois que le phosphore. En poids, 5 de soufre sur 7 de phosphore donne un composé liquide à 0° et même au-dessous. Lorsqu'on opère cette combinaison, il faut prendre quelques précau-

tions, car il se dégage du gaz hydrogène sulfuré qui produit quelquefois une explosion subite : il faut donc introduire le soufre peu à peu. Cet hydrogène provient sans doute du phosphore qui en contient toujours un peu. Le phosphure, composé de 2 de phosphore sur 1 de soufre, ce qui fait à peu près 2 atomes sur 1, a la propriété de cristalliser. Ces phosphures s'enflamment avec la plus grande facilité.

Les *phosphures de sélénium* ont des propriétés semblables aux précédentes.

5. *Phosphure de chlore.*

144. Le chlore a une grande action sur le phosphore. Aussitôt qu'ils sont en contact, ils se combinent en donnant lieu à des jets de lumière. Il y a deux de ces combinaisons : les deux en contact avec l'eau, la décomposent en produisant beaucoup de chaleur. Le chlore, uni à l'hydrogène, forme de l'acide hydrochlorique, et le soufre, uni à l'oxigène, forme de l'acide phosphorique ou phosphoreux, suivant qu'il y a plus ou moins de phosphore dans le composé. Le premier composé, formé d'un atome de phosphore sur 5 de chlore, est blanc, solide et volatil, rougit la teinture du tournesol, et se combine avec l'ammoniaque. Pour l'obtenir, on fait arriver du chlore dans un vase où on a fait le

vide et où on a mis du phosphore : le gaz est absorbé, et le phosphore devient sans couleur. L'autre composé. qui est formé de 3 atomes de chlore sur 1 de phosphore, s'obtient de la même manière : le chlore, en se combinant au phosphore, produit un liquide transparent. On suspend l'arrivée du chlore aussitôt qu'il commence à perdre cette transparence, tandis que, pour le précédent, on en laisse arriver tant que le phosphore en absorbe, ce qui l'amène à l'état solide après l'avoir liquéfié.

6. *Phosphure d'iode.*

145. Le phosphore et l'iode bien secs, mis en contact à une haute température, dans un tube de verre, peuvent se combiner en plusieurs proportions : 1 de phosphore sur 8 d'iode donnent un composé orange, fusible à 100°, volatil, que l'eau décompose en formant de l'hydrogène phosphoré de l'acide phosphoreux du phosphore et de l'acide hydriodique ; 1 de phosphore et 16 d'iode donnent un composé gris cristallin, fusible à 29° ; l'eau le décompose en formant de l'acide phosphoreux et de l'acide hydriodique. Une plus grande quantité d'iode donne les mêmes produits, mais l'acide hydriodique contient alors une surabondance d'iode, et prend le nom d'acide hydriodique ioduré.

7. *Sulfure d'hydrogène.*

146. C'est un liquide oléagineux, plus pesant que l'eau, exhalant la même odeur que l'hydrogène sulfuré (121). Exposé à l'air, il se décompose de lui-même, il se dégage de l'hydrogène sulfuré, et il reste du soufre; il est insoluble dans l'eau. Pour le conserver, il faut le recouvrir d'une couche de liquide, par exemple, d'acide hydrochlorique. On peut le considérer comme résultant de la combinaison de l'hydrogène sulfuré avec le soufre : la proportion de ses principes constituans n'a pas été déterminée. On l'obtient en versant peu à peu une dissolution de persulfure de potassium dans de l'acide hydrochlorique (180); il tombe au fond du liquide.

8. *Sulfure de sélénium.*

147. Ces deux corps sont susceptibles de se combiner dans des proportions très variables, comme le phosphore et le sélénium : 60 de soufre sur 100 de sélénium donnent un corps solide, jaune-rouge, fusible un peu au-dessus de 100°, et vaporisable à une température plus élevée, soluble dans la potasse, et s'en précipite lorsqu'on ajoute un acide.

9. *Sulfure de chlore.*

Le soufre, mis en contact avec le chlore;

en absorbe un peu plus du double de son poids, et forme un liquide rouge-brun, très volatil, d'une odeur forte et désagréable, pesant 1,7. Mis en contact avec l'eau, le chlore s'empare de l'hydrogène et forme de l'acide hydrochlorique ; une partie du soufre s'empare de l'oxigène, et forme de l'acide sulfureux ; l'autre partie du soufre se dépose. Mis en contact avec du mercure, celui-ci s'empare du chlore et du soufre, ce qui forme un mélange de sulfure et de chlorure de mercure.

10. *Sulfure d'iode.*

148. Ces deux corps se combinent à l'aide d'une douce chaleur; une chaleur un peu plus forte les sépare : ce composé ressemble au sulfure d'antimoine.

11. *Chlorure d'iode.*

149. L'iode, en contact avec le chlore, l'absorbe et forme un composé liquide et volatil rouge-orangé, qui a la propriété de décomposer l'eau, en formant de l'acide iodique et de l'acide hydrochlorique.

12. *Chlorure d'azote.*

150. Ces deux corps, à l'état de gaz, ne s'u-

nissent pas, mais le chlore s'unit à l'azote lorsqu'il le rencontre à l'état de gaz naissant. Pour cela, on met dans un vase une dissolution d'un sel ammoniacal, par exemple, d'hydrochlorate (560); ensuite, par un tube qu'on fait plonger au fond du vase, on introduit sous le liquide précédent une couche d'une dissolution très concentrée de sel marin, et on évite avec soin que ces deux liquides se mélangent; ensuite on fait arriver par un tube au milieu de la dissolution de sel ammoniac un courant de chlore. Bientôt la liqueur se trouble, et il se forme de toutes parts de petites gouttes d'un liquide oléagineux, qui tombent au fond du vase où elles se rassemblent : c'est le chlorure d'azote; la couche d'eau salée le préserve du contact de l'autre dissolution qui le décomposerait en partie. La théorie de cette opération est facile à saisir : le chlore se combine à l'ammoniaque qui se compose d'hydrogène et d'azote (134); cela forme de l'acide hydrochlorique qui se dissout, et du chlorure d'azote qui se précipite.

Ce liquide a une couleur fauve, une odeur forte, insoluble dans l'eau, et se précipite au fond; volatil, à 30°, il se décompose avec détonation : le contact du phosphore produit le même effet.

13. *Iodure d'azote.*

151. L'azote paraît se combiner à l'iode dans les mêmes circonstances qu'avec le chlore, c'est-à-dire à l'état de gaz naissant. Ce composé s'obtient en mettant l'iode en contact avec de l'ammoniaque liquide; l'iodure d'azote se dépose en poudre noirâtre. La théorie est la même que la précédente. Ce corps se décompose très facilement; souvent de lui-même avec détonation lorsqu'il est sec. Il contient un atome d'azote sur 3 d'iode; probablement que le précédent a une composition analogue.

CHAPITRE II.

COMBINAISONS DES CORPS NON MÉTALLIQUES AVEC LES MÉTAUX.

ARTICLE Ier.

Hydrures et Borures.

152. Les composés métalliques où entrent l'hydrogène et le bore sont en petit nombre, la plupart peu étudiés et sans usage. Nous en citerons huit.

153. Lorsqu'on expose le potassium au contact de l'hydrogène et à une température un peu élevée, il en absorbe environ $\frac{1}{160}$ de son poids et augmente de volume; une plus haute température le décompose, ainsi que le contact du mercure. Ce composé, qui a le brillant métallique, est l'*hydrure de potassium*.

154. La potasse, contenant un peu d'eau, mise en contact avec le fer à une haute température, produit du gaz hydrogène qui contient du potassium en dissolution; le fer s'empare donc de l'oxigène de l'eau et de celui de la potasse, ce qui forme de l'hydrogène et du potassium. Le premier entraîne le second à l'état de gaz : ce gaz, récemment préparé, s'enflamme au contact de l'air comme l'hydrogène perphosphoré (120), avec lequel il présente quelque analogie. On le désigne sous le nom d'*hydrogène potassié*.

155. Lorsqu'on met dans l'eau un alliage de potassium et d'arsénic, elle est décomposée. Le premier s'empare de l'oxigène et le second de l'hydrogène, avec lequel il forme deux composés; le premier, contenant peu d'hydrogène, nage en flocons dans la liqueur; il est brun rougeâtre : c'est *l'hydrure d'arsénic*.

156. Le second, contenant plus d'arsénic, est gazeux; c'est l'*hydrogène arséniqué*. Il est formé de 3 atomes d'hydrogène sur 1 d'arsénic,

et contient trois fois son volume de gaz hydrogène. Son action sur l'économie animale est des plus dangereuses. Une petite quantité respirée suffit pour donner la mort, précédée de souffrances aiguës. On obtient également l'hydrogène arséniqué en versant de l'acide hydrochlorique sur un alliage d'étain et d'arsénic; le chlore et l'étain forment du chlorure d'étain; l'hydrogène et l'arsénic, du gaz hydrogène arséniqué.

157. Si l'on combine à l'aide de la chaleur 5 de tellure avec 3 de potassium, qu'on dissolve le composé dans l'eau et qu'on y verse de l'acide hydrochlorique, le chlore s'unira au potassium et l'hydrogène entraînera le tellure à l'état de gaz, ce qui forme du gaz *hydrogène telluré*; ce gaz est acide et pourrait être considéré comme de l'acide hydrotellurique, analogue à l'acide hydrosulfurique (121).

158. L'hydrogène telluré est soluble dans l'eau. Avec le temps cette dissolution exposée à l'air cède à celui-ci une partie de l'hydrogène qu'elle contient; le surplus reste combiné au tellure, ce qui forme de l'*hydrure de tellure*, qui colore le liquide en pourpre et finit par se déposer en poudre brune.

159. Lorsqu'on expose à une haute température un mélange de charbon, d'acide borique et de limaille de fer, le charbon s'empare de l'oxigène de l'acide borique, et le bore s'unit au fer,

ce qui donne un corps d'apparence métallique : c'est le *borure de fer*.

160. Qu'on remplace celui-ci par du platine, on aura du *borure de platine*.

ART. II.

Des carbures.

161. Il est probable que le carbone est susceptible de s'unir à plusieurs métaux. Ses combinaisons avec le fer ont seules été l'objet de quelques recherches. Parmi ses combinaisons, deux seulement, l'acier et la plombagine, sont employées dans les arts ; les autres contiennent plus de carbone que l'un et moins que l'autre ; mais comme elles sont sans usage et peu étudiées, nous ne parlerons que des deux que nous venons de nommer. Le fer fondu contient bien aussi du carbone ; mais comme il contient d'autres matières, nous n'en parlerons pas ici.

Acier.

162. L'acier est plus ou moins dur, susceptible d'un très beau poli ; sa cassure est plus ou moins grenue ; il est très ductile, pèse un peu moins que le fer ; un peu plus fusible que celui-ci, il est comme lui doué des propriétés magné-

tiques, les acquiert plus difficilement, mais les conserve mieux (477 p.).

Lorsque l'acier a été chauffé et refroidi lentement, ses propriétés sont assez semblables à celles du fer; mais lorsqu'on le fait rougir et refroidir subitement, en le plongeant dans l'eau ou dans quelqu'autre liquide, ce qu'on appelle *tremper*, il perd de sa ductilité; s'il a été refroidi rapidement, il devient très cassant; s'il l'a été moins il est flexible, mais éminemment élastique. Pour le *détremper* il suffit de le faire de nouveau rougir et refroidir lentement. Aucun autre métal ne jouit de cette propriété.

Dans le mercure, le plomb, l'étain, le bismuth et les acides, l'acier acquiert une trempe plus dure que dans l'eau. Elle le sera au contraire moins dans les huiles, les graisses, les résines, sans doute, parce qu'étant moins conductrices de la chaleur le refroidissement est moins prompt.

C'est ordinairement de l'eau qu'on se sert pour tremper l'acier. On le plonge rouge dans l'eau froide: par là il acquiert une trempe trop dure pour la plupart des usages auxquels on le destine. C'est pourquoi on lui fait subir l'opération du *recuit;* c'est-à-dire qu'en le faisant de nouveau chauffer on diminue la dureté et la fragilité qu'il aurait eues sans cela. Si la surface est bien découverte à mesure qu'on le recuit il prend

diverses couleurs; il devient successivement jaune paille, gorge de pigeon, rouge, violet, bleu, bleu-grisâtre : c'est par ces variations de couleurs qu'on juge le degré de recuit. Pour les outils très tranchans, rasoirs, canifs, etc., on recuit jusqu'au jaune; pour les ciseaux, couteaux, etc., jusqu'au rouge-brun; pour les ressorts, jusqu'au bleu; pour les ressorts de voiture, encore plus.

Il est quelquefois nécessaire, en trempant, de s'opposer à l'oxidation de l'acier, par exemple, pour les limes, dont l'oxidation détruirait en partie les dents : on peut pour cela employer plusieurs moyens.

Lorsqu'on trempe à la main, on recouvre l'acier d'une couche de dissolution de sel marin, épaissie par un peu de farine; la chaleur fait fondre le sel marin à mesure qu'on chauffe, ce qui forme un enduit vitreux qui s'oppose à l'oxidation.

Ou bien on fait chauffer dans un creuset plein de sable, de craie, de charbon ou d'autre matière en poudre, ou mieux encore de plomb ou d'un alliage dont on connaisse le degré de fusibilité (246), et on ne retire qu'au moment de tremper.

Ou on lie les limes en faisceaux, qu'on entoure d'une enveloppe de tôle, recouverte d'argile, et on les fait chauffer et tremper en cet état : c'est ce qu'on nomme *trempe en paquet*.

On distingue dans les arts quatre espèces d'acier : l'acier naturel, l'acier de cémentation, l'acier fondu, l'acier damassé.

163. L'*acier naturel* se fait avec la fonte. A part quelques matières accidentelles qui se trouvent ordinairement dans la fonte, mais en proportions très variables, telles que le silicium, le calcium et autres, mais qui ne sont point nécessaires à son existence, elle se compose de fer, de carbone et d'oxigène. L'acier ne devant être composé que de fer et de carbone, il peut arriver que la fonte contienne plus de carbone qu'il n'en faut pour former de l'acier, même après que l'oxigène en a brûlé une partie; ou qu'elle en contienne juste ce qu'il faut, ou bien qu'elle n'en contienne pas assez : ce sont les premières qu'il faut toujours choisir de préférence pour la fabrication de l'acier, les dernières devant être réservées pour la fabrication du fer. Cependant on les emploie quelquefois aussi pour faire de l'acier; alors on est obligé d'y combiner une quantité additionnelle de carbone. Les fontes qui contiennent beaucoup de carbone sont généralement les fontes grises; souvent cependant les fontes blanches en contiennent autant, davantage même; alors leur blancheur et leur dureté viennent non de l'absence du carbone, mais de leur prompt refroidissement lorsqu'elles ont été fondues; aussi emploie-t-on à la fabrication de l'a-

cier, tantôt des fontes grises, comme à Rives, département de l'Isère, tantôt des fontes blanches, comme celles de Styrie. La couleur n'est donc pas un guide sûr pour connaître la fonte propre à la fabrication de l'acier. Pour qu'elle le fût, il faudrait en fondre un morceau, et le laisser refroidir lentement.

Outre la qualité de la fonte relativement au carbone qu'elle contient, il faut encore observer que toutes les fontes qui produisent du fer cassant à chaud ou cassant à froid, produiront de l'acier ayant les mêmes défauts qui proviennent, l'un de la présence d'un peu de phosphure, l'autre de celle d'un peu d'arsénic.

Le traitement de la fonte, pour la convertir en acier, doit donc être modifié de diverses manières, suivant la qualité de celle-ci. Si elle contient trop de carbone, on doit l'exposer au contact de l'air et du vent des soufflets, pour en oxider le carbone en excès. Dans le cas contraire, on doit éviter soigneusement ce contact, et prolonger le contact de la fonte avec le charbon, et même la brasser avec des matières charbonneuses, pour y combiner une quantité additionnelle de carbone.

Dans tous les cas, l'opération se fait dans un creuset semblable à celui qu'on emploie pour affiner le fer (570); mais la tuyère doit approcher davantage de l'horizon, quelquefois

même elle est absolument horizontale. Ces creusets sont carrés, ils ont 70 centimètres au haut, 60 par le bas, et 45 de profondeur; on les emplit d'un mélange de poussière de charbon et de très peu d'argile, nommé brasque. Pour lui donner du corps, on tasse ce mélange dans les creusets, en réservant une cavité de 40 centimètres de large sur 35 de profondeur. Cette cavité s'appelle creuset : on y ménage sur le devant une ouverture destinée à faire écouler les scories vitrifiées qui couvrent la surface du métal fondu.

On commence par fondre la fonte, pour la réduire en plaques, tantôt dans le même fourneau où on doit l'affiner, tantôt dans un fourneau à part. Lorsqu'elle est fondue, ce qui arrive au bout de deux ou trois heures, on la laisse un peu s'affiner par le repos pendant un quart-d'heure ou demi-heure, puis on la coule en plaques minces; quelquefois on l'enlève en plaques irrégulières, en y jetant de l'eau, comme pour le cuivre de rosette (575). Dans ce cas, les rosettes enlevées à la surface sont de la fonte plus carbonée, et celle qui reste au fond ne l'est presque pas, c'est du fer. Après cette première opération, on passe à l'affinage. On remplit le creuset de charbon, et on met dessus des plaques de fonte, de manière à les faire fondre lentement. Lorsqu'il y en a une quantité suffisante fondue, on arrête les soufflets, on laisse reposer la

masse pendant une heure environ; lorsqu'elle s'est un peu épaissie, on la retire avec un crochet ou de grandes tenailles, pour la porter sous le marteau, où des coups redoublés en font suinter le laitier, comme dans le travail du fer (570); c'est ce qu'on nomme cingler. Pour préserver la fonte du contact de l'air, ce qui est nécessaire ici, puisque l'acier doit conserver du carbone en combinaison, elle doit être recouverte d'une couche de scories. On augmente cette couche et on la rend plus fusible en y ajoutant du sable ou des cailloux; alors, contenant beaucoup de silice, elle a la propriété de dissoudre l'oxide de fer, ce qui rapproche la composition de la fonte de celle de l'acier. D'autres fois on la recouvre seulement d'une couche de charbon en poudre. Si la fonte est d'une qualité trop peu carbonée, lorsqu'elle est fondue, on la laisse long-temps en contact avec le charbon, et on la brasse avec une perche de bois qui renouvelle les points de contact avec le charbon et fournit à la fonte le charbon même de la perche qui brûle. Telle est la manière d'opérer en Carinthie. Si au contraire la fonte est trop carbonée, on n'ajoute point de silice aux scories, et pour détruire le carbone en excès, 1° on ajoute au métal en fusion de battitures de fer ou de la ferraille rouillée, qui, par l'oxide qu'elles contiennent, brûlent une partie du carbone en ex-

cès ; 2° on brasse la matière sous le vent de la tuyère.

Suivant les circonstances, et souvent suivant le caprice des fabricans, les procédés sont un mélange quelquefois bien quelquefois mal raisonné, de tout ce que nous avons dit ci-dessus. Souvent on mélange plusieurs qualités de fonte ; si par là on obtient une fonte contenant un léger excès de carbone, c'est le cas le plus favorable ; presque partout, pendant que les plaques fondent on chauffe sur le même feu les masses d'acier nommées *lopins* qu'on a *cinglées* dans l'opération précédente, on les forge pour les réduire en barreaux et on les trempe.

La quantité de fonte qu'on emploie pour obtenir cent k. d'acier, varie depuis 120 k. jusqu'à 150 k., et la quantité de charbon de 250 à 500.

Les principales fabriques d'acier sont celles de Carinthie, de Styrie, du Tyrol, de Nassau-Siegen ; en France celles de Rives et de l'Isère, celles de l'Ariège, etc.

164. *L'acier de cémentation* s'obtient en mettant des barreaux de fer de 10 ou 15^{mm} d'épaisseur en contact à une haute température avec un mélange charbonneux nommé *cément*. On a essayé un très grand nombre de compositions diverses pour faire ce cément, et la

plupart du temps chaque fabricant fait un mystère de la composition qu'il emploie; mais l'expérience a prouvé depuis long-temps que le charbon est la seule chose essentielle à la cémentation; les autres ingrédiens qu'on y fait entrer sont plus souvent nuisibles qu'utiles; à Sheffield et Newcastle en Angleterre et autres acéries on n'emploie que de la poussière de charbon de bois, et on obtient constamment de très bons résultats; ce charbon est pulvérisé et passé au tamis.

Pour l'acier de cémentation, comme pour l'acier naturel, on doit éviter l'emploi des fers cassans à froid ou à chaud, car ces qualités se transmettraient à l'acier; mais quelquefois un fer est plus dur qu'un autre parce qu'il contient déja une petite quantité de carbone, ce qu'on reconnaît parce qu'il est susceptible d'être trempé; dans ce cas il est meilleur pour cémenter, puisqu'il se rapproche déja de la nature de l'acier.

Les barres de fer qu'on veut cémenter se mettent couche par couche avec le cément entre deux, de manière que celui-ci occupe un peu plus de la moitié de l'espace occupé par le fer. On recouvre d'une couche de sable destiné à suivre l'affaissement de la masse pour la préserver du contact de l'air; le tout se place dans des caisses qui peuvent être de tôle, de

fonte ou mieux de terre refractaire, car la fonte risque de fondre et la tôle de se ramollir; en terre refractaire on peut construire ces caisses tout d'une pièce ou en briques. Cette dernière construction est préférable en ce qu'une brique cassée peut être remplacée sans changer toute la caisse. Pour le choix de la terre on doit se guider comme pour la construction des gazettes à porcelaines (510). Ces caisses peuvent avoir une capacité depuis 700 litres jusqu'à 1800 litres; cette dernière est celle des caisses de Newcastle. Elles peuvent contenir 7000 k. de fer. Dans un même fourneau on met une, deux ou trois caisses semblables: Ceux-ci ont la forme d'un prisme quadrangulaire, le feu étant sous la caisse et passant tout autour, on les chauffe soit au bois, soit au charbon de bois, soit à la houille, ce qui exige des foyers de diverses capacités suivant les principes que nous avons exposés dans notre Physique; la durée de l'opération dépend de beaucoup de circonstances, elle est depuis trois jours jusqu'à 10 jours; elle dépend principalement de l'épaisseur des barres. Pour juger lorsqu'elle est terminée, on doit laisser quelques ouvertures aux caisses et au fourneau, par lesquelles on puisse retirer des barreaux qui par leur état avertissent de celui dans lequel se trouvent les autres de la caisse.

Lorsqu'on retire ces barres des caisses elles sont couvertes d'ampoules creuses; il est probable qu'elles ont été produites par de l'acide carbonique, formé par le carbone qui s'introduit dans le fer et un peu d'oxigène que contenait celui-ci. Dans l'opération les barres augmentent de poids d'environ $\frac{1}{200}$ ou $\frac{1}{500}$ et on brûle à peu près un poids de houille égal au quart du fer à cémenter, ou l'équivalent en autres combustibles eu égard à leur chaleur virtuelle (224p.).

165. *L'acier fondu* a été imaginé pour remédier aux inconvéniens de l'acier de cémentation, qui est plus aciéré à sa surface qu'au centre, et de l'acier naturel dont les parties sont très inégalement carbonées; par la fusion l'acier devient beaucoup plus égal. Cette opération consiste simplement à fondre de l'acier, soit naturel, soit de cémentation, soit un mélange des deux, dans un creuset à un feu de forge; pour préserver le métal du contact de l'air on emploie diverses substances dont on fait souvent un mystère, mais il en est ici comme du cément; toute matière vitrifiable exempte de parties métalliques qui pourraient détériorer l'acier est bonne pour cela; du verre de bouteille mêlé à $\frac{1}{4}$ de chaux a très bien réussi. Dans quelques endroits on emploie à la place, de la poussière de charbon, mais cela doit faire craindre de carboner la surface de l'acier plus que les autres parties.

L'acier étant fondu on le coule dans une lingotière.

166. On obtient également de l'acier en fondant un mélange de 3 de fer, 1 de carbonate de chaux, 1 d'argile. Il paraît que le fer s'empare du carbone contenu dans l'acide du carbonate, ce qui forme de l'acier, et les autres matières se vitrifient et se rassemblent à la surface.

On peut encore l'obtenir de la même manière d'un mélange de fer avec $\frac{1}{50}$ de charbon et du verre à bouteilles.

On fabrique encore de l'acier fondu avec de la fonte. Pour cela on mêle ensemble diverses qualités de fonte avec du fer et de l'oxidule dans des proportions déterminées d'avance par l'analyse de ces matières, de manière que la quantité de carbone contenue dans le résultat soit égale à celle qui constitue ordinairement l'acier; lorsque l'acier est fondu on le laisse s'affiner par le repos et on en tire pour épreuve de petites masses dans une lingotière et on l'éprouve sous le marteau. On peut pratiquer le même procédé dans un fourneau de réverbère.

L'acier fondu est d'abord cassant et à gros grains, mais en le forgeant il prend un grain fin et conserve cette qualité précieuse pour les instrumens délicats; mais lorsqu'on le chauffe trop il reprend son gros grain en refroidissant.

L'acier fondu se soude difficilement au fer

parce que la température à laquelle celui-ci se soude est plus élevée que celle que peut supporter l'autre; on est donc obligé, pour les souder, de les faire chauffer chacun à la température qui lui convient.

On forme aussi des instrumens d'acier en les faisant d'abord en fonte, puis pour adoucir cette fonte on les met couche par couche à la manière de l'acier cémenté avec de l'oxide rouge de fer (329) en poudre, dans des cylindres de métal; on soumet le tout à une haute température dans un fourneau; l'oxigène de l'oxide brûle une partie du carbone de la fonte, ce qui l'amène à l'état d'acier.

167. *L'acier damassé* est celui dont on se sert en Orient pour faire les damas et dont la surface est moirée : on le nomme *wootz*, ou acier de l'Inde.

Après avoir reconnu que l'acier de l'Inde contient en combinaison intime de l'aluminium et du silicium, M. Faraday a essayé de produire une combinaison semblable. Il forma d'abord de l'acier ou carbure de fer, contenant cinq pour cent de carbone en mettant en contact à une haute température des petits morceaux d'acier et du charbon, ce carbure fondu présentait dans sa cassure des facettes très étendues. Cet acier réduit en poudre, mêlé à de l'alumine et fondu de nouveau, à l'abri du contact de l'air, a pro-

duit un alliage fragile dans lequel il y avait six pour cent d'aluminium; il paraît que l'oxide de l'alumine s'était combiné avec le carbone de l'acier pour former de l'acide carbonique; en alliant par la fusion dix pour cent de cet alliage avec de l'acier, cela communique à celui-ci toutes les propriétés de l'acier de l'Inde.

Il paraît au reste qu'il y a plusieurs manières d'obtenir le même effet; car M. Bréant pense que l'acier de l'Inde n'est qu'un acier très carburé dans lequel un refroidissement convenablement ménagé a laissé opérer une cristallisation de deux composés qui se sont en partie séparés l'un acier pur, l'autre plus carburé. Et en effet, on obtient de l'acier damassé soit en fondant 100 parties de fonte avec 100 parties de fer oxidé; soit 100 parties de fer avec 2 de noir de fumée.

On imite également le damassé en soudant les unes sur les autres des lames d'acier et de fer, faisant rougir le barreau qui en résulte, le forgeant et le tordant, puis soudant entre deux lames ainsi préparées une lame d'acier destinée à faire le tranchant. Les lames ainsi formées, ainsi que les aciers précédens, se moirent par l'action d'un acide faible dans lequel on trempe la lame polie.

168. L'acier peut être modifié dans ses propriétés par l'alliage avec différens métaux, $\frac{1}{100}$

d'argent augmente sa tenacité, ce qui le rend préférable pour un très grand nombre d'usages. Il en est de même du platine, du chrodium; mais leur rareté rend cet emploi impraticable; $\frac{1}{100}$ de chrôme lui donne la propriété de se damasser.

Comme nous l'avons déja dit, l'acier est un composé de fer et de carbone; c'est pourquoi les acides y font une tache noire au lieu d'une jaune qu'ils font sur le fer. L'analyse en est fort difficile à faire. M. Vauquelin emploie l'acide sulfureux, le fer se dissout, le carbone est mis en liberté, se dépose, on le lave, on le sèche et on le pèse, il va rarement au-delà de 6 ou 8 millièmes. En dissolvant l'acier dans les acides et en employant divers réactifs (855) on s'est assuré que l'acier ne contient jamais de manganèse, mais souvent du silicium.

Les usages de l'acier sont nombreux et trop connus pour qu'il soit besoin de les énumérer.

Plombagine.

169. La plombagine, vulgairement nommée *mine de plomb* quoiqu'elle n'ait rien de commun avec ce métal, est principalement employée à faire des crayons; elle est d'un noir-gris qui devient brillant par le frottement, elle pèse 2 à 2,3 suivant les corps étrangers qu'elle con-

tient ; elle est assez tendre pour se laisser couper au couteau ; la plombagine laisse des traces noires sur les corps contre lesquels on la frotte ; elle est douce et onctueuse au toucher ; elle est absolument infusible au plus grand feu de forge ; elle n'est point oxidable au contact de l'air si ce n'est à une très haute température et longtemps prolongée. De ces quatre propriétés dérivent les quatre principaux emplois de la plombagine : pour faire des crayons, pour adoucir les frottemens, pour faire des creusets infusibles, pour préserver la fonte et la tôle du contact de l'air. Nous allons les examiner successivement.

170. Pour faire les crayons on emploie la plombagine tantôt en poudre tantôt en morceaux ; ce n'est qu'en Angleterre, dans le Cumberland qu'on la trouve en masses assez considérables et assez pure pour faire de bons crayons connus sous le nom de crayons anglais, quoiqu'il y ait aussi d'autres crayons anglais de qualité inférieure. Pour cela on scie les morceaux qu'on extrait de la terre en petites baguettes carrées qu'on introduit dans un cylindre de bois formé de deux parties qu'on colle l'une contre l'autre et dont l'une porte une rainure dans laquelle est logée cette baguette de plombagine.

Lorsqu'on n'a la plombagine qu'en morceaux

trop petits pour faire des crayons on la réduit en poudre et on en forme une pâte avec un peu d'argile qu'on broie bien pour la rendre homogène, on forme avec cette pâte dans des moules de petites baguettes carrées, on les fait sécher puis cuire dans un creuset et enfin on les met dans le bois comme ci-dessus ; plus on met d'argile, plus les crayons sont durs, moins il y en a plus ils sont noirs et tendres ; c'est ainsi que sont fabriqués les crayons Conté qui ont acquis depuis long-temps une réputation méritée.

La plombagine en poudre mêlée à la graisse forme un enduit excellent pour diminuer les frottemens soit des essieux de voiture, soit des pivots dans les machines, soit des engrainages. Ce mélange est beaucoup plus efficace que la graisse seule. Lorsqu'il s'agit d'adoucir le frottement sur du bois, on emploie la plombagine sans mélange de graisse.

171. Pour préserver la tôle et la fonte du contact de l'air, lorsqu'elles sont neuves, on frotte simplement de la plombagine sur leur surface ; lorsqu'elles sont déja vieilles, on les dérouille, puis on les graisse, et enfin on y frotte de la plombagine en poudre ; non-seulement cela les préserve de l'oxidation, mais cela leur donne une plus belle apparence.

172. Pour faire des creusets, on la mêle avec moi-

tié d'argile, afin de lui donner du corps; cela forme des creusets capables de supporter les plus grands feux sans s'altérer, et d'un très bon emploi lorsque le contact du carbone de la plombagine n'est pas capable d'altérer les matières qui sont dans le creuset, ce qui arrive pour la plupart des métaux. On s'en sert dans les hôtels des monnaies, pour allier l'or au cuivre (262). Il s'en fabrique une grande quantité à Passaw.

Lorsqu'on expose la plombagine à une haute température, dans un tube de porcelaine, et qu'on y fait passer du gaz oxigène, il se combine avec le carbone et forme de l'acide carbonique, dont le volume, d'après sa composition connue, donne la quantité de carbone que contenait la plombagine; le fer uni à l'oxigène reste dans le tube. On s'est assuré de cette manière que la plombagine contient 92 de carbone sur 8 de fer, et la plupart du temps diverses autres matières, mais qui n'y sont qu'accidentelles. Il se forme aussi de la plombagine dans quelques circonstances : dans quelques cavités intérieures des hauts fourneaux où le fer est en contact avec le carbone à une haute température; au Creusot, par l'action d'eaux chargées de sulfate de fer, sur des conduits de fonte : cette eau dissout le fer de la fonte, ce qui augmente la proportion de carbone qu'elle contient, et l'amène à l'état de plombagine.

ARTICLE III.

Phosphures.

173. Les phosphures métalliques ont été peu examinés, et leur étude présente fort peu d'intérêt dans une Chimie appliquée aux arts; c'est pourquoi nous nous contenterons d'un examen très sommaire.

Les phosphures ne se trouvent pas dans la nature; ils sont solides et très cassans, à tel point qu'une très petite quantité suffit pour rendre cassant un métal ductile, tel est le fer cassant à chaud; ils ont à peu près tous le brillant métallique.

On les obtient, tantôt en jetant sur le métal chaud en poudre ou en fusion du phosphore par petits fragmens, tantôt en faisant passer sur le métal le phosphore en vapeur, tantôt en mêlant de l'oxide métallique avec de l'acide phosphorique et du charbon, et exposant le tout à la chaleur; tantôt en mélangeant un phosphate avec du charbon, et chauffant; enfin en faisant passer du gaz hydrogène phosphoré (120) à travers une dissolution d'un sel métallique.

Article IV.

Sulfures et séléniures.

174. Parmi les sulfures métalliques, les uns sont solubles dans l'eau, les autres ne le sont pas. Lorsqu'un sulfure est dissous dans l'eau, cette dissolution peut être considérée comme un hydro-sulfate (122). Tous les sulfures sont cassans : même une petite quantité de soufre rend cassans les métaux ductiles.

175. Le *sulfure de magnésium* n'a encore été obtenu qu'en dissolution dans l'eau. Pour cela, on fait passer de l'hydrogène sulfuré dans de l'eau contenant de la magnésie.

176. Le *sulfure de calcium* peut s'obtenir par le même procédé ; mais on l'obtient aussi en chauffant des petits fragmens de gypse ou sulfate de chaux dans un creuset avec de la poussière de charbon ; celui-ci s'empare de l'oxigène contenu dans le sulfate de chaux, et il reste du sulfure de calcium blanc, opaque et soluble dans l'eau ; il est formé de deux atomes de soufre sur un de calcium.

177. Les *sulfures de strontium* et *de barium* s'obtiennent de la même manière du sulfate de baryte ou de strontiane, ont le même aspect et sont composés de même que le précédent.

178. Le *potassium* est susceptible de se combiner avec le soufre dans un grand nombre de proportions, depuis le sulfure contenant deux atomes de soufre sur un de potassium, jusqu'à celui qui en contient 10. Le premier, par l'action des acides, laisse dégager de l'hydrogène sulfuré, l'acide s'empare de la potasse qui se forme du potassium et de l'oxigène de l'eau; l'hydrogène de celle-ci, combiné au soufre, forme l'hydrogène sulfuré qui se dégage; le dernier laisse déposer du sulfure d'hydrogène (146) qui, d'après cela, devrait être composé de 10 atomes de soufre sur 4 d'hydrogène. Le sulfure de potassium peut s'obtenir soit en combinant directement le potassium au soufre, à l'aide de la chaleur et à l'abri du contact de l'air. Cette combinaison est accompagnée de beaucoup de chaleur et d'une vive lumière.

On peut aussi le préparer comme celui de calcium; il fond et se rassemble au fond du creuset: il est rouge, cristallin, un peu transparent, fond au-dessous de la chaleur rouge, et se dissout dans l'eau en produisant beaucoup de chaleur.

Si on traite la potasse ou le carbonate de potasse par une quantité égale de soufre, en les faisant fondre, on obtient une masse couleur de foie, ce qui lui a fait donner le nom de *foie de soufre*, et qu'on emploie dans le traitement des

maladies cutanées. Ce corps ne diffère du sulfure de potassium que parce qu'il est impur. Il a comme lui une odeur d'œufs pourris, mais il doit contenir un peu d'oxigène, ce qui le rapproche de l'état de sulfite; peut-être même n'est-ce qu'un mélange ou alliage de sulfure et de sulfite. Comme l'autre il est susceptible, par le contact de l'air humide, de se transformer en sulfite, puis en sulfate en absorbant l'oxigène.

179. Le sulfure dont nous venons de nous occuper est formé d'un atome de potassium sur deux atomes de soufre; il est susceptible d'absorber de l'hydrogène sulfuré et de former un composé que l'on nomme bi-hydrosulfate, lorsqu'on considère le sulfure comme un hydrosulfate, et que Berzélius propose de nommer *sulfo-hydrate*, parce qu'il considère le sulfure de potassium comme une base, aussi bien que la potasse elle-même, et cette base, en se combinant à l'acide hydrosulfurique, forme un sel qu'il considère comme analogue aux autres sels que nous considérerons (387), excepté que dans celui-ci le principe acidifiant au lieu d'être l'oxigène est le soufre. D'autres composés sont de même formés d'un sulfure métallique avec un autre sulfure, et il les nomme en général sulfo-sels, tels sont les sulfo-carbonates, etc. Le mot *sulfo* placé le premier indique le corps acidifiant qui remplace l'oxigène dans les sels (387), tels qu'on les a con-

sidérés jusqu'à ce jour. Le sélénium, le tellure sont propres à jouer le même rôle que le soufre, ce qui donne les séléni-sels, les telluri-sels, dont la nomenclature serait la même. D'après des observations de M. Boullay, le chlore, l'iode et le fluor sont encore susceptibles de former des combinaisons analogues. Tous ces composés intéressans pour la science le sont peu jusqu'à présent pour les arts, aussi n'y reviendrons-nous pas, et nous n'aurons occasion de nommer que quelques *sulfo-hydrates*.

Le *sulfo-hydrate* de potassium, ou *bi-hydro-sulfate*, s'obtient en faisant passer du gaz hydrosulfurique à travers une dissolution de potasse jusqu'à ce qu'elle n'en absorbe plus. D'abord le gaz qui arrive transforme par son soufre le potassium en sulfure, et par son hydrogène forme de l'eau avec l'oxigène de la potasse; plus tard le gaz hydrosulfurique est absorbé, ce qui forme le sulfo-hydrate dont nous parlons. Il contient sur un atome de sulfure deux atomes d'acide formés chacun de deux atomes d'hydrogène sur un de soufre; il cristallise en prisme à six faces et est très soluble dans l'eau, dissolution qui produit un froid très sensible. Il en est de même dans l'alcool, on l'emploie comme réactif très utile à cause de la variété des couleurs des précipités qu'il produit (856); mais le sulfure de potasse produit à peu près les mêmes.

180. Ce composé chauffé avec du soufre laisse dégager son hydrogène sulfuré et est susceptible d'absorber quatre fois autant de soufre que n'en contient le sulfure simple, ce qui donne du persulfure composé de dix atomes de soufre sur un de potasse; c'est du sulfate de potasse dans lequel chaque atome d'oxigène serait remplacé par un de soufre.

181. Le *sulfure de sodium*, l'hydrosulfate sulfuré ou sulfo-hydrate et le persulfure jouissent des mêmes propriétés que ceux de potassium.

Le *sulfure de manganèse*, composé aussi d'un atome de métal pour deux de soufre, s'obtient comme celui de calcium (176). Il est noir et plus fusible que le manganèse.

Le *sulfure de zinc*, composé de deux atomes de soufre sur un de métal, est d'une couleur terne et moins fusible que le zinc, insoluble, peut se décomposer à une haute température par le moyen du charbon qui se combine avec le soufre en formant du carbure de soufre et laisse le zinc à l'état métallique, ce qui fournit un moyen d'extraire le zinc et de faire le laiton (258) avec le sulfure de zinc, qui est très abondant dans la nature; il porte le nom de *blende* et est très souvent uni au sulfure de plomb. La blende est tantôt jaune, tantôt rousse, brune ou noirâtre, ce qui dépend des divers

corps étrangers qu'elle contient; on l'emploie pour obtenir le sulfate de zinc (445).

182. Le *fer* est susceptible de deux degrés de sulfuration; 1° Le *bi-sulfure*, aussi nommé *pyrite martiale*, ou pyrite de fer, est composé d'un atome de métal sur quatre atomes de soufre; il est très abondant dans la nature, d'un jaune d'or, d'une pesanteur de 4 $\frac{1}{2}$, sensible à l'aimant; on en trouve en cristaux cube, octaèdre, dodécaèdre, icosaèdre; il fait feu avec le briquet, ce qui le distingue du sulfure de cuivre qui a la même apparence, quoiqu'un peu plus jaune. Exposé humide à l'air, il absorbe l'oxigène, et, dans quelques circonstances, s'échauffe sensiblement; on en extrait une partie du soufre qu'on consomme (50) en le transformant en proto-sulfure.

183. 2° Le *proto-sulfure*, composé d'un atome de fer sur deux de soufre, est moins abondant, d'un jaune brun, plus fusible que le fer, pèse 4,5, sensible à l'aimant, rarement cristallisé, alors il l'est en prisme hexaèdre, peut s'obtenir du sulfate de protoxide, comme celui de calcium (176), se comporte avec l'air comme le précédent.

Le fer et le soufre en poudre, mêlés et humectés, sont susceptibles de s'unir en s'échauffant. Le mélange, qui devient noirâtre, est

même susceptible de s'enflammer s'il a le contact de l'air.

Outre ces deux sulfures, le fer est encore susceptible d'en former quelques autres qui peuvent être considérés comme des mélanges, soit de ces deux entr'eux, soit avec du fer ou du soufre.

184. L'*étain* est susceptible de se combiner avec le soufre en deux proportions : 1° le *proto-sulfure* est composé d'un atome de métal sur deux atomes de soufre, s'obtient directement en combinant le soufre à l'étain à l'aide de la chaleur ; il est d'un gris bleuâtre, moins fusible que l'étain et cristallisé en lames brillantes.

185. 2° Le *deuto-sulfure* contient une quantité double de soufre, s'obtient soit en chauffant un mélange de parties égales de proto-sulfure d'étain et de sulfure de mercure (198), soit en chauffant un mélange d'oxide d'étain et de soufre, ou bien de proto-sulfure et de soufre, de manière que le soufre soit à l'étain comme 2 est à 3 à peu près. On se le procure ordinairement en formant un alliage de 4 d'étain sur 2 de mercure, qu'on pulvérise, puis on le mêle à 3 de soufre et 2 de sel ammoniac ; il est évident que par là il n'est pas pur.

Lorsqu'on le chauffe dans un matras, il se décompose en grande partie, mais l'autre partie

se sublime et s'attache à la partie supérieure du matras sous forme d'écailles d'un jaune d'or très éclatant.

On l'emploie en poudre pour frotter les coussins des machines électriques, ce qui augmente beaucoup la quantité d'électricité qu'elles développent; on s'en sert également pour bronzer le bois.

Il porte les noms d'*or mussif*, *or mosaïque*, *or de Judée*.

186. Le *sulfure de cadmium* est d'un jaune oranger inaltérable au feu, fusible à la chaleur rouge et cristallisant en lames jaune-citron. Cette fixité de sa couleur fait espérer qu'il pourra fournir à la peinture une couleur précieuse lorsqu'il sera plus connu. On l'obtient, soit en chauffant de l'oxide de cadmium avec du soufre, soit en versant une dissolution d'hydrogène sulfuré dans un sel de cadmium (856). Il est composé de deux atomes de soufre sur un de métal.

187. L'*arsénic* peut se combiner avec le soufre dans un grand nombre de proportions, car lorsqu'on chauffe un mélange de soufre et d'arsénic dans des proportions quelconques, on obtient une masse homogène qui varie du jaune au rouge, suivant la quantité de soufre. Dans la nature on trouve deux sulfures d'arsénic; ce sont eux que nous allons examiner.

188. 1° L'*orpiment* est d'un jaune d'or, en lames qu'on peut facilement séparer, éminemment vénéneux, pesant 3,45, plus fusible que l'arsénic, vaporisable à une haute température; il est formé de deux atomes d'arsénic sur trois de soufre. On l'emploie quelquefois en peinture; mais on doit éviter de le mêler avec du blanc de plomb, car avec le temps le soufre du premier forme avec le plomb un sulfure de plomb qui est noir; il entre dans la composition d'un dépilatoire fort employé en Turquie. Les fabricans de toiles peintes l'emploient aussi pour dissoudre l'indigo (764), ou plutôt la matière jaune qu'ils emploient réellement, et qu'ils tirent d'Allemagne, est un mélange d'oxide et de sulfure d'arsénic.

On peut l'obtenir soit en introduisant de l'hydrogène sulfuré dans une dissolution de chlorure d'arsénic, soit en mêlant une dissolution d'arsénite de potasse (537) avec une de sulfo-hydrate de potasse (179), puis un acide dans le mélange. Cet acide s'emparant de la potasse de l'arsénic met l'acide arsénieux en liberté, et d'autre part son action sur le sulfo-hydrate dégage de l'hydrogène sulfuré (178). Cet hydrogène sulfuré se combinant avec l'acide arsénieux forme d'une part de l'eau par l'oxigène de celui-ci et l'hydrogène de celui-là, d'autre part du sulfure d'arsénic qui se précipite.

189. 2° Le *réalgar* ne contient qu'un atome de soufre sur un de métal ; il est rouge-orangé, très vénéneux, plus fusible que l'orpiment.

190. Le *sulfure de molybdène* ressemble à la plombagine (169) et laisse comme elle des traces sur le papier ; mais ses traces sur la porcelaine sont verdâtres, ce qui le distingue de la plombagine ; il est composé d'un atome de métal sur deux de soufre, existe dans la nature, et peut s'obtenir directement en chauffant le soufre avec le métal ou avec l'oxide ; sans usage.

191. Les *sulfures de tungstène, de colombium et de titane* sont sans usage.

192. L'*antimoine* forme trois sulfures qui, pour un atome de métal, contiennent 3, 4, 5 atomes de soufre : le premier est brun-rouge, et se nomme *kermès* ; le second est orange ; le troisième est d'un beau jaune, c'est du *soufre doré*, quoique celui-ci soit souvent un mélange de plusieurs de ces sulfures.

La mine d'antimoine est aussi considérée comme un proto-sulfure d'antimoine, et ne différerait du kermès qu'en ce que celui-ci est dans un plus grand état de division, et peut-être n'est pas aussi pur. Cette mine est grise, brillante comme l'antimoine, moins fusible, inaltérable au feu : c'est de ce sulfure qu'on extrait l'antimoine métallique (574). Grillé jusqu'à un certain point et fondu, il forme ce qu'on nomme

le *verre d'antimoine*. On l'emploie aussi dans la confection du *foie d'antimoine*, du *safran des métaux*, du *fondant de Rotrou* (476), et à celle du kermès et du soufre doré, préparations pharmaceutiques que nous avons citées ci-dessus.

193. Pour préparer ces deux derniers on broie ensemble deux parties de sulfure d'antimoine gris et une de potasse, on fond le mélange dans un creuset, on le réduit en poudre, on le fait bouillir avec dix fois son poids d'eau, on filtre tout bouillant, le kermès se dépose par le refroidissement; on décante ou on filtre pour le séparer du liquide, on verse dans celui-ci un acide et le soufre doré se dépose, mais il est mêlé de kermès car si on verse l'acide en diverses fois et qu'on agite le dépôt, les premières fois on obtient du kermès et ensuite du soufre doré.

On peut remplacer la potasse par la soude. On peut aussi, sans fondre dans un creuset, traiter immédiatement le mélange par l'eau bouillante.

La théorie de cette opération, établie par de nombreuses expériences de Berzélius, est assez compliquée; elle résulte de ces quatre faits: 1° la potasse et l'oxide d'antimoine forment un composé peu soluble; 2° l'oxide d'antimoine et le sulfure d'antimoine forment un composé

insoluble ; 3° le sulfure de potassium dissout du sulfure d'antimoine, mais plus à chaud qu'à froid ; 4° une dissolution de sulfure de potassium absorbe peu à peu l'oxigène de l'air qui oxide le potassium et met un peu de soufre en liberté, ce qui forme un excès de soufre dans la liqueur. Cela posé, dans la confection du kermès une partie de la potasse absorbe le soufre d'une partie du sulfure et lui cède son oxigène, ce qui forme du sulfure de potassium et de l'oxide d'antimoine; celui-ci se combine en partie à la potasse restante ce qui forme le 1er composé peu soluble dont nous avons parlé ci-dessus, qui se dépose partiellement et reste sur le filtre, et en partie à une portion du sulfure d'antimoine restant, ce qui forme le 2e composé dont nous avons parlé, et qui se dépose et reste sur le filtre avec le premier ; il reste dans la liqueur du sulfure de potassium tenant en dissolution du sulfure d'antimoine; le tout passe chaud au travers du filtre, mais par le refroidissement une partie du sulfure se dépose comme nous l'avons dit (3°) ci-dessus; ce dépôt de sulfure est le kermès. Reste encore dans le liquide du sulfure d'antimoine dissous dans le sulfure de potassium, c'est pourquoi lorsqu'on verse un acide il dégage de l'hydrogène sulfuré en s'emparant de la potasse (178) et fait de nouveau déposer du kermès, mais l'action de

l'air, comme nous l'avons dit ci-dessus (4°), a mis un excès de soufre dans la liqueur, c'est pourquoi un peu après, l'acide, au lieu de faire déposer du kermès, fait déposer de l'antimoine plus sulfuré; c'est du soufre doré.

194. Le *sulfure* de *bismuth*, assez analogue à celui de plomb, est gris-jaunâtre, moins fusible que le plomb, composé d'un atome de métal sur deux de soufre, existe rarement dans la nature, s'obtient directement comme celui d'étain.

195. Le *cuivre* forme deux sulfures: le *proto-sulfure* est composé d'un atome de soufre sur un de cuivre; il est gris, plus fusible que le cuivre, on l'obtient en chauffant dans un matras du cuivre et du soufre divisés et mélangés, la combinaison se forme avec une vive lumière; il existe dans la nature, la plupart du temps uni avec partie égale de sulfure de fer, ce qui constitue les pyrites de cuivre assez semblables aux pyrites de fer (182), mais qui sont un peu plus jaunes et ne font pas feu avec le briquet, c'est de ce sulfure qu'on extrait une partie du cuivre qu'on emploie (575); en le grillant, on obtient aussi un peu de soufre.

196. Le *bi-sulfure* contient le double de soufre, est brun, ne se trouve pas dans la nature et s'obtient en versant une dissolution de sulfure de potasse ou de soude dans une de

chlorure de cuivre ou d'un sel quelconque de cuivre.

197. Le *sulfure de plomb*, composé de deux atomes de soufre sur un de métal, est gris, brillant, lorsqu'il est en masse, et terne lorsqu'il est en poudre ou qu'il se forme par le contact de l'oxide de plomb avec l'hydrogène sulfuré (855), c'est pourquoi on ne doit jamais employer de litharge ni de blanc de plomb dans les lieux exposés aux émanations d'hydrogène sulfuré (123); il est moins fusible que le plomb : on l'obtient directement en fondant du plomb et du soufre.

Le sulfure de plomb naturel se nomme *galène* ou *alquifoux*; il y en a des mines considérables, il n'y en a que deux exploitées en France, quoiqu'il en existe beaucoup d'autres, l'une à Huelgoet, département du Finistère; l'autre à Villefort, département de la Lozère; il y en a aussi en Savoie, en Carinthie, et surtout dans le Derbishire. Très souvent il est accompagné de sulfure d'argent, quelquefois d'antimoine, de cuivre et de zinc. Lorsqu'il y a une quantité notable d'argent, on l'extrait par la coupellation (852).

On emploie l'*alquifoux* pour vernir les poteries (515). On en saupoudre les pièces, on les expose au feu; le soufre, absorbant l'oxigène, se dégage à l'état d'acide sulfureux, et le plomb, s'oxidant, s'unit à la substance du vase et se vitrifie.

198. Le *sulfure de mercure*, nommé *cinabre*, est composé de deux atomes de soufre sur un de mercure. En masse, il est violet; en poudre, d'un beau rouge. Exposé dans un matras, à une forte chaleur, il se volatilise sans se fondre, et s'attache à la partie supérieure : presque tous les autres métaux lui enlèvent son soufre à une haute température.

Le cinabre est assez abondant dans quelques contrées, principalement à *Idria* dans le Frioul, et à *Almaden* en Espagne; il paraît qu'il y en a aussi beaucoup en Chine : c'est du cinabre naturel qu'on extrait presque tout le mercure qu'on emploie. Pour cela, à Almaden, après avoir trié le minérai, on le broie, puis on le pétrit avec de l'argile dont on forme de petites masses qu'on étale sur la sole du fourneau, qui est en brique et percée de trous, pour livrer passage au feu qui est au-dessous; on le chauffe, le soufre absorbe l'oxigène de l'air et se transforme en acide sulfureux, le mercure se volatilise et s'échappe par des ouvertures qu'on a pratiquées à la partie supérieure et latérale du fourneau; de ces ouvertures partent des conduits de terre, placés sur une terrasse et aboutissant à un petit bâtiment où le mercure coule après s'être liquéfié, soit dans les conduits, soit dans le bâtiment même.

Dans l'ancien département du Mont-Ton-

nerre, on emploie une autre méthode. On mêle la mine avec de la chaux éteinte, et on place le mélange dans des cornues de fonte de 33 centimètres de diamètre; leur col est adapté à un récipient de terre en partie rempli d'eau. Un grand nombre de ces cornues sont placées les unes à la suite des autres, dans un long fourneau nommé galère. A l'aide de la chaleur, la chaux enlève le soufre au mercure qui se volatilise et coule dans les récipiens.

199. Le cinabre s'emploie en peinture. Broyé à l'eau et séché en cet état, il porte le nom de vermillon; mais le cinabre naturel n'est pas assez pur pour cet usage : on le forme en combinant le mercure métallique au soufre. On emploie pour cela plusieurs méthodes : 1° on fait fondre une partie de soufre dans un creuset ou dans une bassine de fonte, et on y ajoute peu à peu 4 parties de mercure en l'agitant, cela donne un sulfure d'un violet noirâtre; ensuite on le sublime, soit en le plaçant dans un matras, soit en mettant un chapiteau sur la même bassine où on l'a formé; il s'attache à la partie supérieure. S'il ne paraît pas bien beau, on l'améliore par une nouvelle sublimation. 2° Lorsqu'on agite une dissolution de persulfure de potassium (180) avec du mercure, il cède à celui-ci une partie de son soufre. D'abord le mercure devient gris, puis violet, et enfin

rouge ; c'est du cinabre ou vermillon. 3° On triture 30 de mercure sur 7 de soufre humecté d'un peu de dissolution de potasse : lorsque le mercure métallique a disparu, on ajoute 15 de potasse et autant d'eau, on chauffe et on continue à triturer jusqu'à ce que le vermillon qui se forme soit d'une belle couleur.

Il est douteux que le mercure soit susceptible de former d'autres sulfures ; ce qu'il y a de certain, c'est que l'hydrogène sulfuré introduit dans des dissolutions de sels de mercure, y forme un précipité noir (856) qui est un sulfure ; mais M. Guibourt prétend que ce sulfure ne diffère pas du cinabre par sa composition chimique, et qu'en le sublimant, il donne du cinabre sans se décomposer ; l'hydrogène sulfuré avec les sels de protoxide de mercure (856) donne un précipité noir ; mais comme la seule pression suffit pour en extraire le mercure, il doit être considéré comme un simple mélange de mercure et de soufre.

200. Le *sulfure d'argent* contient aussi deux atomes de soufre sur un de métal ; il est ductile, peut se couper, est doué du brillant métallique, plus fusible que l'argent. Chauffé avec le contact de l'air, le soufre brûle, l'argent reste à l'état métallique. Il forme la majeure partie des mines d'argent. Il y en a en Saxe, en Hongrie et surtout en Amérique ; il est souvent accompagné

de sulfure de plomb, d'antimoine, d'arsénic, et même combiné avec eux. On peut l'obtenir directement, en combinant le soufre à l'argent. Ce métal, exposé aux vapeurs d'hydrogène sulfuré, comme celles qui s'exhalent des fosses d'aisance, se noircit en absorbant le soufre; les œufs produisent le même effet, par une petite quantité de soufre qu'ils contiennent : il se produit aussi en poudre noire par l'action du sulfure de potasse sur les sels d'argent (856).

201. Le *sulfure de platine* s'obtient en chauffant ensemble 1 de platine et 2 de soufre. Le soufre superflu se volatilise; il contient un atome de soufre sur un de métal. Par l'action du sulfure de potasse sur les sels de platine (856), on obtient un sulfure qui contient le double de soufre.

202. Les *sulfures de palladium*, *rhodium*, *iridium*, et ceux de tous les autres métaux, sont peu étudiés et sans usage. Les trois premiers sont analogues à celui de platine.

203. Le sélénium a tant d'analogie avec le soufre, que l'histoire des *séléniures* est la même que celle des sulfures. Ils ont été étudiés par M. Berzélius. Ils sont sans usage, et la rareté du sélénium empêche d'espérer d'en faire quelque application aux arts; c'est pourquoi nous n'en parlerons pas.

ARTICLE V.

Chlorures, iodures, fluorures.

204. Il en est de ces trois sortes de composés comme des sulfures. Tous ceux qui sont solubles peuvent être considérés, lorsqu'ils sont dissous (122), comme des composés d'un oxide métallique avec un acide dont un des composans est l'hydrogène; aussi lorsqu'on verse un acide sur l'un de ces composés, obtient-on la plupart du temps un dégagement d'acide hydrochlorique, hydriodique ou hydrofluorique. La plupart des chlorures sont composés d'un atome de métal sur quatre de chlore : c'est pourquoi nous n'indiquerons la composition des chlorures que lorsqu'elle s'écartera de cette proportion.

205. Le *chlorure de zircone* s'obtient en dissolvant dans l'acide hydrochlorique la zircone nouvellement précipitée d'un de ses sels par le moyen de la soude ou de la potasse. Il est sans couleur, très soluble dans l'eau, cristallisable; les alcalis (856) en précipitent la zircone en la remplaçant dans le liquide. Il en est de même des sels dont l'acide est susceptible de former avec la zircone un sel insoluble.

206. Les *chlorures d'aluminium*, *d'yttrium*, *de glucinium*, *de magnésium*, sont analogues,

s'obtiennent de la même manière, et sont sans usage ; le dernier fait toujours partie du sel marin.

207. Le *chlorure de barium* s'obtient en mêlant du sulfate de baryte et du chlorure de calcium. Introduisant le mélange dans un creuset, et l'exposant au feu pendant une demi-heure, on le pile, puis on l'agite dans l'eau ; on laisse déposer et on décante ou bien on filtre. Le liquide est une dissolution de chlorure de barium qui cristallise par l'évaporation. Dans cette opération, le barium du sulfate s'empare du chlore du chlorure de calcium, et le calcium remplaçant la baryte, forme du sulfate de chaux qui n'est pas soluble ; mais s'il restait long-temps en contact avec la liqueur, il recomposerait le sulfate de baryte. Rien n'empêcherait qu'on obtînt ce chlorure en combinant l'acide hydrochlorique avec la baryte ; mais ce moyen serait bien plus compliqué, puisque la baryte elle-même s'extrait du sulfate (316). Ce sel est vénéneux, se dissout dans trois fois son poids d'eau, à 15°, et dans le double seulement, à 100°. On l'emploie comme le nitrate de baryte pour déceler la présence de l'acide sulfurique, et quelquefois en médecine, contre les maladies scrophuleuses.

208. Le *chlorure de strontium*, analogue au précédent, est un peu plus soluble.

209. Le *chlorure de calcium* s'obtient en dissolvant la chaux ou le carbonate de chaux dans l'acide hydrochlorique. Il a tant d'affinité avec l'eau, qu'exposé à l'air, il se liquéfie en absorbant l'humidité qu'il contient; aussi s'en sert-on pour dessécher les gaz. Il se dissout dans la moitié de son poids d'eau, à 0°; à 60°, on en dissout dans l'eau autant qu'on veut. Lorsqu'on évapore une dissolution jusqu'à pellicule, et qu'on l'expose à une température voisine de zéro, il cristallise en prismes à six faces, contenant de l'eau de cristallisation. Ces cristaux, exposés au feu, fondent d'abord dans cette eau qui se vaporise bientôt en laissant le chlorure sec; à une plus haute température, il se fond et se prend en refroidissant en une masse dure et opaque : c'est en cet état qu'on l'emploie pour dessécher les gaz. Frotté dans l'obscurité, il est lumineux et a été nommé *phosphore de Homberg*.

La dissolution, mêlée avec de l'acide sulfurique, s'épaissit par le sulfate de chaux qui se forme et laisse dégager de l'acide hydrochlorique; mêlée à une dissolution de potasse, les liquides se prennent en masse, à cause de la chaux qui se précipite et qui a été formée par l'oxigène de la potasse uni au calcium de la dissolution.

Ce sel fait partie du sel marin et des terres

dont on extrait le salpêtre. Outre son usage pour dessécher les gaz, on l'emploie cristallisé et réduit en poudre pour obtenir un grand degré de froid (390).

210. Le *chlorure de potassium* s'obtient comme le précédent; il se dissout dans 3 fois $\frac{1}{3}$ son poids d'eau, à 0°, et dans 2 fois, à 100°; il cristallise en prismes quadrangulaires; on peut l'employer comme le précédent pour produire du froid (390).

211. Le *chlorure de sodium* ou *hydrochlorate de soude* (127), nommé aussi *muriate de soude*, *sel marin*, est le sel le plus répandu dans la nature. Son goût est connu de tout le monde : l'eau en dissout $\frac{36}{100}$ à 14°, et $\frac{40}{100}$ à 108°; de sorte que, par le refroidissement, il ne s'en dépose presque pas. Les cristaux, exposés à la chaleur, décrépitent d'abord, à cause de l'eau interposée entre leurs molécules, et qui n'y est pas combinée; un peu au-dessus de la chaleur rouge, il entre en fusion.

On trouve le sel marin, tantôt à l'état solide et en masses considérables, dans l'intérieur de la terre, à diverses profondeurs, tantôt en dissolution, dans l'eau de diverses sources, et surtout dans celle de la mer. On les extrait tous trois, ce qui produit trois espèces de sels : le sel *gemme*, le sel de *saline* et le sel de *mer*; mais lorsqu'il est purifié, ces trois espèces deviennent

identiques ; avant cela, leur goût varie en raison des sels étrangers qu'ils contiennent. Nous allons nous occuper de ces trois extractions :

212. 1° Le sel gemme se trouve en abondance dans un grand nombre de lieux : en Pologne, au pied des monts Krapaks, ces mines se prolongent dans une étendue de deux cents lieues de long sur 20 à 40 de large, et donnent lieu à un très grand nombre d'exploitations; il y en a aussi plusieurs importantes en Hongrie, en Allemagne, dans la comté de Chester en Angleterre, en Espagne, en Russie, en Asie, en Amérique; il y en a aussi d'immenses en Afrique : de sorte qu'il y a très peu de pays qui en soient privés, encore c'est peut-être faute de recherches; car jusqu'à ces derniers temps, la France n'en avait pas de connue. On vient d'en découvrir à Vic, département de la Meurthe, et il y en a probablement d'autres, dont la privation, au reste, est peu sensible, à cause du grand nombre de marais salans (214). La profondeur de ces mines varie : en Pologne, on en extrait de 300 mètres sous terre ; en Afrique, il y en a à fleur de terre, et dans les Cordillères, on en trouve à une grande élévation. Le sel gemme est variable dans sa composition, ce qui lui donne diverses teintes, telles que rouge, violette, verdâtre, provenant sans doute des oxides de fer ou de manganèse. Celui de Chester contient 0,983

de vrai sel, 0,006 de sulfate de chaux et 0,016 de diverses impuretés.

Lorsque le sel gemme est assez pur, on l'extrait du sein de la terre et on le livre au commerce tel qu'on le trouve; lorsqu'il ne l'est pas, on le dissout dans l'eau et on le fait cristalliser en vaporisant par la chaleur; telles sont les mines du Tyrol. Dans beaucoup d'endroits, on forme ces dissolutions en introduisant de l'eau dans la mine elle-même, dans des galeries creusées à cet effet dans le sel.

213. 2° On trouve des sources d'eau salée en divers lieux; elles varient à l'infini, soit par la quantité de sel qu'elles contiennent en dissolution, soit par les matières étrangères qu'il contient. A Château-Salins, 1000 parties d'eau contiennent 132 de vrai sel, 4 de chlorure de magnésie, 5 de sulfate de chaux, 3 de sulfate de magnésie, quelques traces de carbonate de chaux; il est à présumer que ces eaux résultent du passage des sources dans des mines de sel gemme qui ne sont pas connues.

La manière d'extraire le sel des eaux salées varie suivant leur richesse : lorsqu'elles en contiennent 15 pour cent, on les fait bouillir dans des chaudières de fonte, jusqu'à ce que le sel soit presque tout cristallisé; lorsqu'elles sont moins riches, on les amène à ce degré dans des bâtimens de graduation (364 p.).

214. Pour extraire le sel de l'eau de la mer, comme les terrains avoisinans sont peu fertiles, souvent même incultes, on peut en occuper de très grandes étendues pour l'évaporation du sel. Dans ce but, on creuse des bassins, nommés *marais salans*, qu'on revêt d'argile, pour éviter les infiltrations; on fait passer ces eaux par des canaux ayant fort peu de pente et peu de profondeur, de sorte que l'eau salée reste long-temps à les parcourir : ils ont jusqu'à 3000 mètres de longueur. Pendant ce trajet, l'eau s'évapore et arrive au bout plus chargée de sel; là, elle est distribuée dans de vastes réservoirs peu profonds, dont la grande surface favorise l'évaporation : on remplace à mesure l'espace vide qui se forme. Lorsque la cristallisation se manifeste, on retire de temps en temps les cristaux, et on les entasse sur les bords pour les faire sécher; en même temps ils se purifient des sels déliquescens qui se liquéfient et coulent à terre. Il y a en France un très grand nombre de marais salans, soit sur les côtes de l'Océan, soit sur celles de la Méditerranée. Dans le département de la Manche, à Avranches, on suit une autre méthode : on applanit une grande étendue de terrain qu'on recouvre de sable, et à une hauteur convenable, pour qu'elle soit baignée par les hautes marées des pleines et des nouvelles lunes; lorsque l'eau s'est retirée, le sable sèche et se recouvre d'efflo-

rescences salines qu'on ramasse et qu'on dissout dans de l'eau de mer; par-là, ces eaux se trouvent saturées de sel qu'on extrait en les soumettant à l'ébullition dans des chaudières de plomb.

Dans quelques pays, on soumet l'eau salée à la gelée : les premiers glaçons qui se forment contiennent beaucoup d'eau et peu de sel; l'eau qui reste liquide au contraire est beaucoup plus salée qu'elle ne l'était avant la gelée.

Les usages du sel marin sont très nombreux; outre son emploi dans la cuisine on s'en sert pour conserver les viandes (848), fabriquer la soude (406), l'acide hydrochlorique (128), le chlore (54), le sel ammoniac (559), pour vernir les poteries (515), et quelquefois pour amender certaines terres.

215. Le *chlorure de manganèse* est blanc, cristallisable; on l'obtient en versant de l'acide hydrochlorique sur du péroxide de manganèse et en faisant bouillir le mélange; l'oxigène du peroxide en se combinant à l'hydrogène de l'acide pour faire de l'eau met le chlore en liberté, une partie de celui-ci se combine au manganèse et l'autre partie se dégage (54). On obtient donc du chlorure de manganèse en même temps qu'on fabrique du chlore. Ce composé est employé pour teindre en couleur nommée solitaire en immergeant les étoffes successivement dans des dissolutions de ce chlorure et dans des

dissolutions alcalines, par exemple de potasse; le potassium remplace le manganèse dans la liqueur, et celui-ci, uni à l'oxigène de la potasse, se précipite sur les étoffes, c'est du protoxide de manganèse (324), il est d'abord blanc; mais en absorbant l'oxigène de l'air il brunit bientôt, en passant à l'état de deutoxide, peut-être même à celui de peroxide (326).

Outre ce chlorure il y en a deux autres, l'un contenant 8 atomes de chlore, l'autre 12; ils sont sans usage.

216. Le *chlorure de zinc* s'obtient en versant de l'acide hydrochlorique sur le zinc. Il est blanc, très soluble dans l'eau, est un émétique assez puissant; la dose de quelques grains est suffisante; sec et fondu, on le nommait autrefois beurre de zinc.

217. Le *chlorure de fer* s'obtient en faisant agir l'acide hydrochlorique sur du fer en limaille, en fils ou en petits morceaux, tels que de la tournure. Sec, il est blanc et se sublime par la chaleur en petites paillettes; dissous ou cristallisé par évaporation, il est verdâtre et a presque toutes les propriétés du sulfate de fer (446), de sorte que rien n'empêcherait de le lui substituer dans presque tous ses usages, si on pouvait l'obtenir à meilleur marché. On l'obtient aussi par l'action du chlore sur le fer rougi dans un canon de fusil.

Si on fait agir l'acide hydrochlorique étendu d'eau sur du peroxide de fer, l'oxigène de celui-ci formant 3 atomes contre un de métal, ces trois atomes pour former de l'eau en absorberont 6 d'hydrogène de l'acide, ce qui rendra libres 6 atomes de chlore, qui se combineront avec un atome de métal, tandis que le chlorure précédent ne contenait que 4 atomes de chlore. Celui-ci est donc un deutochlorure; la chaleur le ramène à l'état de proto-chlorure, qui se sublime sous forme de paillettes. Si avant de le sublimer on le mêle avec trois fois son poids de sel ammoniac en dissolution et qu'on le sublime ensuite, ce sel se sublimera en même temps et produira un composé connu sous le nom de *fleurs martiales*, qui deviendra jaune par son contact avec l'air.

218. L'*étain* est susceptible de se combiner au chlore en deux proportions; ce métal a tant d'affinité pour le chlore, que le *proto-chlorure* qui se compose de 4 atomes de chlore pour un de métal, enlève le chlore ou l'oxigène à un grand nombre de corps. Dans le premier cas, le métal passe à l'état de *bi-chlorure*; dans le second, une partie du métal en s'oxidant abandonne du chlore, qui, se transportant sur l'autre partie du proto-chlorure, le transforme en bi-chlorure; mais l'oxide d'étain et le bi-chlorure ont la propriété de s'unir et de former un

composé insoluble; c'est pourquoi lorsqu'il se forme de l'oxide, il entraîne le bi-chlorure et se précipite. Ce composé contient donc 2 atomes de métal, 4 d'oxigène et 8 de chlore; nous le nommerons *oxi-chlorure*. Quelques autres métaux forment les composés analogues. Pour obtenir l'effet dont nous venons de parler, il suffit d'exposer à l'air une dissolution de proto-chlorure, ou d'y verser de l'acide nitrique. Dans le premier cas, le précipité se forme peu à peu à mesure que le liquide absorbe l'oxigène de l'air; dans le second, il se forme tout à coup; le liquide absorbe l'oxigène de l'acide nitrique, ce qui le transforme en gaz nitreux (277), qui se dégage.

Le proto-chlorure d'étain s'obtient par l'action de l'acide hydrochlorique sur l'étain; le chlore se combine à l'étain et l'hydrogène se dégage; il est blanc, plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide.

Nous avons dit que ce corps est très disposé à absorber l'oxigène, c'est pourquoi il ramène à l'état métallique les oxides de la sixième classe (354) et ceux de mercure, et à un moindre degré d'oxidation les deutoxides ou tritoxides de plomb, de fer, de cuivre, de manganèse, soit lorsqu'il agit directement sur ces oxides, soit sur des sels qui les contiennent. On peut donc aussi l'employer pour dissoudre l'indigo (752).

Il s'approprie aussi le chlore des chlorures de mercure, d'or (231) et de cuivre (224).

Le soufre se décompose à l'aide de la chaleur. Le chlore se dégage et il se forme du sulfure d'étain ou or mussif (185).

L'acide sulfurique le décompose aussi à l'aide de la chaleur; il en dégage de l'acide hydrochlorique comme de tous les chlorures; mais en même temps comme ce dégagement laisse l'étain à l'état de protoxide et que l'acide sulfurique tend à se combiner à du deutoxide, l'étain s'empare d'une plus grande quantité d'oxigène. Cet oxigène est pris en partie sur de l'acide sulfurique, en partie sur l'eau, ce qui forme d'un côté du soufre, de l'autre de l'hydrogène, qui, en s'unissant, produisent de l'hydrogène sulfuré. Néanmoins l'acide sulfurique décomposé n'est pas tout réduit en soufre, mais en partie en acide sulfureux, qui se dégage en même temps.

Il s'emploie comme rongeant (766) dans les manufactures de toiles peintes, pour se procurer le pourpre de cassius (231), et quelquefois dans la teinture écarlate, quoique le deutochlorure soit préférable (733).

219. Le *deutochlorure*, ou bi-chlorure, contient deux fois autant de chlore que le précédent. On l'obtient en ajoutant du chlore soit à l'état de gaz, soit liquide à une dissolution de

proto-chlorure ; l'eau régale (383), en agissant sur l'étain, en produit également, en raison du chlore qu'elle contient.

Il est blanc, cristallisable en retenant de l'eau de cristallisation et très soluble ; il n'enlève l'oxigène ni le chlore à aucun corps, comme le précédent. Lorsqu'on le soumet à l'action du feu, avant d'être parfaitement privé d'eau il se décompose en partie ; le métal s'empare de l'oxigène de l'eau et forme de l'oxide, qui reste dans le vase ; le chlore s'empare de l'hydrogène de la même eau et forme de l'acide hydrochlorique qui s'échappe ; l'autre partie du chlorure, qui ne se décompose pas, distille et se condense en liquide si on le fait arriver dans un vase refroidi. On l'obtient aussi à l'état de pureté en combinant 3 d'étain à 1 de mercure, pulvérisant l'alliage, le mêlant à 6 de deutochlorure de mercure. En chauffant, l'étain s'empare du chlore, se distille comme précédemment et le mercure reste dans la cornue.

A l'état de pureté, c'est un liquide transparent qui répand dans l'air d'épaisses vapeurs, ce qui lui a fait donner le nom de *liqueur fumante de Libavius*. Il a beaucoup d'affinité pour l'eau ; une petite quantité y développe de la chaleur et lui ôte la propriété de fumer. Cette fumée est due à la vapeur du chlorure qui absorbe l'humidité contenue dans l'air, de sorte qu'il ne s'en pro-

duirait pas dans un air absolument sec; son odeur est piquante et insupportable.

220. Le *chlorure d'antimoine* s'emploie en médecine comme caustique, sous le nom de beurre d'antimoine. Il contient six atomes de chlore sur un de métal. Il est blanc, translucide, onctueux, fusible au-dessous de 100°, vaporisable au-dessous de la chaleur rouge, et très soluble dans l'eau. On peut l'obtenir de plusieurs manières.

1° On distille un mélange de 2 parties de deutochlorure de mercure et une d'antimoine.

2° On met de l'antimoine en poudre dans un mélange de 1 d'acide nitrique pesant 1,28 sur 4 d'acide hydrochlorique pesant 1,18, et distillant le tout dans une cornue, on recueille le produit lorsqu'il a une consistance oléagineuse. Dans cette opération le chlore de l'acide hydrochlorique se combine au métal et son hydrogène se combinant à l'oxigène de l'acide nitrique le ramène à l'état de gaz nitreux.

3° On fait agir l'acide hydrochlorique à l'aide de la chaleur sur le sulfure d'antimoine, et on distille comme ci-dessus. Ici le chlore se combine au métal pendant que l'hydrogène s'unit au soufre du sulfure, ce qui produit un dégagement d'hydrogène sulfuré.

L'antimoine est encore susceptible de se combiner au chlore en diverses proportions. Ces

composés ont été peu étudiés. Le *per-chlorure* contient 10 atomes de chlore. On l'obtient en faisant passer un courant de chlore sec à travers des fragmens d'antimoine dans un tube, à une température un peu élevée. C'est un liquide jaunâtre, fumant comme le deutochlorure d'étain (219). Par une petite quantité d'eau il cristallise, par une plus grande quantité il se décompose; le métal s'oxide et le chlore se transforme en acide hydrochlorique qui se dégage.

221. Le *proto-chlorure d'arsénic* s'obtient par l'action de l'acide hydrochlorique sur l'oxide d'arsénic. On ne peut l'obtenir sec ni cristallisé, il se décompose avant.

Le *deutochlorure* s'obtient comme le chlorure d'antimoine (220); il contient 6 atomes de chlore pour 1 de métal et fume comme celui d'étain (219). Ces deux chlorures sont très vénéneux.

222. Le *chlorure de cobalt* est très soluble dans l'eau; la dissolution chaude et concentrée est d'un bleu foncé; étendue, elle est d'un rose pâle, ce qui la rend propre à faire de l'encre de sympathie. Pour cela on écrit sur du papier avec cette dissolution étendue. Lorsqu'elle est sèche, les caractères ne sont pas visibles; si on les chauffe, ce qui vaporise le peu d'eau qu'ils contenaient, ils deviennent bleus; en refroidissant, ils absorbent l'humidité de l'air et dispa-

raissent, effet qu'on facilite en respirant dessus, et on peut recommencer indéfiniment; si le liquide est mêlé d'un peu de chlorure de fer qui est jaune, au lieu d'être bleus les caractères seront verts.

Il s'obtient par l'action de l'acide hydrochlorique sur la poudre métallique de cobalt, extraite de la mine (81). L'acide agissant directement sur la mine grillée donne aussi de l'encre de sympathie; mais le chlorure de cobalt est mélangé de plusieurs autres matières.

223. Le *chlorure de bismuth* ou *beurre de bismuth* est analogue à celui d'antimoine et s'obtient de même (220). Il n'est pas soluble dans l'eau, elle en précipite le bismuth à l'état d'oxide en s'emparant de l'acide hydrochlorique qui en résulte; elle le dissout cependant sans le décomposer lorsqu'elle contient déja de l'acide hydrochlorique.

224. Le *chlorure de cuivre* se trouve au Pérou en assez grande abondance pour en exploiter le cuivre. Il est mêlé à du quartz et porte le nom de *sable vert du Pérou*. Pilé et tamisé, on l'emploie pour mettre sur l'écriture.

On peut l'obtenir sec et pur par l'action du chlore sur le cuivre à une haute température.

On l'obtient en dissolution par l'action de l'acide hydrochlorique sur le deutoxide de cuivre : elle est bleuâtre; mais s'il y a trop

d'acide, elle devient brune et ensuite verte, par l'addition d'une certaine quantité d'eau; un d'alcali, en neutralisant l'acide, la ramène au bleu.

Par l'action de l'acide hydrochlorique sur du protoxide de cuivre ou sur un mélange de cuivre et de deutoxide, on obtient une dissolution incolore de *proto-chlorure de cuivre* qui ne contient que 2 atomes de chlore sur 1 de cuivre au lieu de 4 que contient le précédent. Cette dissolution est très disposée à absorber l'oxigène ou le chlore, comme celle de *proto-chlorure* d'étain (218).

225. Le *chlorure de plomb* est blanc, d'un goût sucré, soluble dans trente fois son poids d'eau froide, mais bien plus soluble dans l'eau bouillante, et cristallise par le refroidissement en prismes à six faces; plus soluble dans l'eau contenant de l'acide nitrique ou hydrochlorique, fusible à une chaleur modérée et se prend en une masse grisâtre, nommée autrefois *plomb corné*. Il s'obtient en traitant la litharge en poudre (349) par l'acide hydrochlorique étendu d'eau, et faisant bouillir.

226. Le *chlorure de mercure*, connu sous le nom de *sublimé-corrosif*, est soluble dans 20 fois son poids d'eau froide et 3 fois son poids d'eau bouillante : il cristallise par le refroidissement, est blanc, d'une saveur désagréable, très vénéneux; même à la dose de quelques grains,

il peut donner la mort. La chaleur le vaporise, et il se condense en cristaux sur les parois du vase. Décomposable par le phosphore qui s'empare du chlore en formant du phosphure de chlore (144) et laissant le mercure en liberté, lorsqu'on y verse de la soude ou de la potasse, d'abord le métal de celle-ci s'empare du chlore et cède son oxigène au mercure, l'oxide de mercure ainsi formé forme avec le chlorure qui n'est pas encore décomposé un composé insoluble, couleur de brique ; mais en continuant d'ajouter de la potasse, tout le chlorure se décompose et le précipité devient jaune, c'est alors de l'oxide; l'ammoniaque y produit un précipité blanc, composé d'oxide de mercure et de chlorure d'ammoniaque (559).

Le chlorure de mercure s'unit aussi au chlorure d'ammoniaque, et forme un composé soluble. Chauffé dans un matras, il se volatilise : c'est ce composé volatil qui est le *sel de la sagesse* des anciens.

Pour obtenir le chlorure de mercure, on fait bouillir 4 parties d'acide sulfurique sur 3 de mercure, cela forme du sulfate de protoxide de mercure; on mêle à ce sulfate 3 parties de sel marin et une de peroxide de manganèse. Dans cette opération, le sodium du sel marin, pour s'unir à l'acide sulfurique, a besoin d'être deutoxidé (443); tandis que le mercure n'étant

que protoxidé, ne lui cède que la moitié de l'oxigène qui lui est nécessaire, l'oxide de manganèse lui cède ce qui lui manque; le sodium se combinant à l'acide sulfurique, laisse le chlore auquel il était combiné, et dégage le mercure du sulfate : ces deux-ci, en se combinant, produisent le chlorure de mercure. On introduit le mélange dans des matras qu'on soumet à l'action du feu, le chlorure de mercure se sublime et s'attache à la partie supérieure du matras en masse blanche, poreuse et friable; il convient de faire un peu rougir le fond du matras à la fin de l'opération; cela rend cette masse plus dense et moins fragile.

Le sublimé-corrosif s'emploie avec succès pour le traitement des maladies syphilitiques et pour conserver les matières animales; car celles-ci, plongées dans une dissolution de ce chlorure, durcissent et deviennent imputrescibles. Comme nous l'avons déja dit, il est très vénéneux; l'albumine ayant la propriété de le rendre insoluble, on peut l'employer avec avantage comme contre-poison : le gluten ou la farine de froment qui en contient le ramène aussi à l'état de proto-chlorure qui est insoluble.

227. Le mercure est aussi susceptible de former avec le chlore un *proto-chlorure* qui ne contient que deux atomes de chlore et qui est connu sous le nom de *mercure doux*. Ce com-

posé est insoluble, blanc, un peu moins volatil que le précédent; aussi, dans la préparation ci-dessus, les parties inférieures du sublimé ne sont que du mercure doux : le chlore le fait passer à l'état de deutochlorure.

On l'obtient soit en triturant dans un mortier du sublimé corrosif avec une quantité de mercure égale à celle qu'il contient déja, soit par la même opération que le sublimé lui-même, en supprimant l'oxide de manganèse et un peu d'acide sulfurique.

On l'emploie contre les maladies syphilitiques et comme purgatif; il a beaucoup moins d'action sur l'économie animale que le précédent, parce qu'il est insoluble.

228. Le *chlorure d'argent* est blanc, fusible au-dessous de la chaleur rouge et se prend par le refroidissement en une masse cornée, ce qui lui a fait donner autrefois le nom de *lune cornée*; absolument insoluble dans l'eau, aussi dès qu'un sel contenant de l'argent, du nitrate par exemple (491), est en contact avec une dissolution d'un composé contenant du chlore, chlorure de sodium par exemple, la liqueur se trouble et le chlorure d'argent se précipite; il est également insoluble dans les acides, mais très soluble dans l'ammoniaque. Cette dissolution est presque instantanée lorsque le chlorure est récemment préparé; cette dissolution, par l'évaporation,

laisse déposer des cristaux jaunes de chlorure d'argent. La lumière du soleil en dégage un peu de chlore et il devient violet ; si alors on le dissout dans l'ammoniaque, il laisse un résidu d'argent métallique. Si on le chauffe dans un creuset avec de la potasse, le potassium s'empare du chlore, et l'argent se fond et coule au fond du creuset, on obtient par-là de l'argent très pur.

Il existe dans la nature dans diverses pays, principalement au Pérou, dans le Potosi, néanmoins il est très rare, il pèse 4, 7.

229. Le *chlorure* de *palladium* est analogue à celui de platine, forme comme lui des chlorures doubles avec la potasse et l'ammoniaque (232) et s'obtient de la même manière.

230. Le *chlorure d'or* s'obtient en dissolvant l'or dans l'eau régale (383), l'acide nitrique fournit l'oxigène nécessaire pour se combiner avec l'hydrogène de l'acide hydrochlorique, et le chlore mis en liberté s'unit à l'or ; on l'obtient aussi en dissolvant du chlore dans de l'eau contenant des feuilles d'or. Ce chlorure est formé de six atomes de chlore sur un de métal, il est d'un rouge très intense; mais comme on l'obtient ordinairement avec un grand excès d'acide, il doit être considéré comme une dissolution ou combinaison de chlorure d'or dans l'acide hydrochlorique, cette dissolution est jaune d'or et cristallise en petits prismes quadrangulaires, qui desséchés sans chaleur pren-

nent une couleur verdâtre; ils contiennent outre les six atomes de chlore uni à un d'or, six autres atomes de chlore unis à autant d'hydrogène; à l'aide d'une douce chaleur, ils abandonnent l'acide hydrochlorique qu'ils contiennent et deviennent du chlorure d'or qui est rouge, comme nous l'avons dit, et qui est comme le jaune très soluble dans l'eau. En le chauffant un peu plus, il abandonne la moitié ou les deux tiers du chlore qu'il contient, et peut être considéré en cet état comme un proto-chlorure d'or contenant seulement 2 ou 3 atomes de chlore pour un de métal. Ce chlorure n'est pas soluble dans l'eau. En contact avec elle, une partie de l'or reste à l'état métallique, et l'autre partie s'emparant de tout le chlore, passe à l'état de chlorure rouge et se dissout dans l'eau. Le proto-chlorure, chauffé plus fortement, se réduit à l'état métallique.

Le chlorure combiné avec l'acide hydro-chlorique dont nous avons parlé en premier lieu, est celui qui a été le plus examiné et qu'on emploie dans quelques arts; sa dissolution est d'un jaune-doré, et donne lieu à des phénomènes très variés. En contact avec les matières végétales ou animales, sur la peau par exemple, il produit des taches pourpres qui ne s'en vont qu'avec l'épiderme : sans doute qu'alors il passe à l'état de deutochlorure rouge en abandonnant l'acide

hydrochlorique qu'il contient. Le charbon ainsi que le phosphore ramènent l'or à l'état métallique, sans doute en produisant des chlorures de carbone (142) et de phosphore (144); l'éther et les huiles produisent le même effet ainsi que l'hydrogène. Presque tous les métaux en opèrent également la réduction en se substituant à l'or dans la combinaison; mais s'ils doivent donner lieu à des chlorures insolubles, ces chlorures se précipitent en même temps.

231. Plusieurs composés, contenant des métaux unis à du chlore ou à de l'oxigène à l'état de proto-chlorures ou protoxides, ramènent aussi l'or de ce chlorure à l'état métallique; tels sont le sulfate de protoxide de fer (446), le proto-chlorure de fer (217) et le proto-chlorure d'étain (218); mais ce dernier ne produit pas toujours de l'or métallique, il donne lieu à des phénomènes divers. Si les dissolutions sont peu étendues d'eau, on aura un précipité d'or métallique; mais si elles sont étendues on aura un précipité rouge-pourpre si on emploie beaucoup le chlorure d'or, et pourpre-violet si on emploie beaucoup de chlorure d'étain. Ces précipités sont considérés comme une combinaison d'oxides d'or et d'étain, alors il faut admettre que ces deux métaux abandonnent le chlore qui leur est combiné, s'emparent de l'oxigène de l'eau et que les deux oxides forment une combinaison

insoluble, pendant que d'autre part l'hydrogène de l'eau décomposée reste uni au chlore qu'abandonnent les métaux. Au reste, en considérant les chlorures dissous comme des hydrochlorates (127), on dirait simplement que l'oxide de l'un se combinant à l'oxide de l'autre forme un composé insoluble. Ici l'oxide d'or joue peut-être le rôle d'acide à l'égard de l'oxide d'étain, comme cela lui arrive dans d'autres circonstances. Quoi qu'il en soit, le précipité dont nous venons de parler porte le nom de *pourpre de cassius* et s'emploie dans quelques arts, notamment pour peinture sur émail ou sur porcelaine (511).

232. Lorsqu'on expose à la chaleur, du chlorure d'or mêlé avec de l'acide sulfurique ou phosphorique, de manière à retarder l'ébullition du liquide jusqu'à 150°, la chaleur produit sur le chlorure dissous ce qu'elle produit sur ce chlorure en cristaux (230); elle le ramène à l'état de proto-chlorure qui se précipite en poudre jaune.

Lorsqu'on verse de la potasse dans une dissolution de chlorure d'or en quantité un peu plus petite que celle qui suffirait pour que son potassium produise avec le chlore de la dissolution, du chlorure de potassium, ce chlorure se forme en effet, ce qui produit de l'oxide d'or qui se précipite au bout de deux heures à froid et de suite à chaud; mais un peu de chlorure d'or non dé-

composé forme avec le chlorure de potassium un composé ou double chlorure soluble, de sorte que le précipité ne représente pas tout l'or de la dissolution. Si on verse au contraire un excès de potasse, il ne se forme pas de précipité, et la liqueur se décolore; ce qu'on concevra facilement lorsqu'on saura (358) que l'oxide d'or est soluble dans la potasse. Il en est de même de la soude.

Nous avons dit ci-dessus que les chlorures de potassium et d'or étaient susceptibles de se combiner ensemble. En effet, lorsqu'on mêle les dissolutions de ces deux chlorures, on obtient par évaporation des cristaux jaunes d'or qui contiennent environ 1 de chlorure de potassium sur 2 de chlorure d'or. Il en est de même du chlorure de sodium.

Le chlorure d'or s'emploie pour obtenir le précipité nommé *pourpre de cassius* (231), pour obtenir de l'or très divisé, pour dorer la porcelaine, etc. (511).

233. Le *chlorure de platine* est rouge-orangé, il s'obtient comme celui d'or par l'action de l'eau régale sur le platine; mais l'action est plus difficile et on est obligé de l'aider par une chaleur long-temps continuée. Il se comporte au feu comme celui d'or. Il est susceptible de former, avec le chlorure de potassium et celui d'ammoniaque (559), des combinaisons qui ne sont so-

ubles que dans une grande quantité d'eau ; aussi lorsqu'on mêle l'un de ces deux chlorures avec celui de platine, leur combinaison se précipite en jaune. Le chlorure de sodium forme aussi avec celui de platine un chlorure double qui cristallise par évaporation, mais qui, étant très soluble, ne forme pas de précipité, ce qui fournit le moyen de distinguer la soude de la potasse (857). Ces chlorures sont combinés dans des proportions telles que le nombre d'atomes de platine est double de celui de l'autre métal. Le même précipité est formé par un mélange de chlorure de platine avec une dissolution de potasse ou d'ammoniaque. D'abord le potassium s'emparant d'une partie du chlore et cédant son oxigène au platine, cela forme du chlorure de potassium et de platine qui se précipite, et de l'oxide de platine qui reste en dissolution uni à une autre portion de la potasse.

Ce chlorure n'est pas comme le chlorure d'or précipité par les chlorures de fer et d'étain et par le sulfate de fer protoxidé.

234. Le *chlorure d'iridium* n'a pas encore été obtenu pur. Lorsqu'on calcine ce métal en poudre avec du salpêtre, l'oxigène que contient celui-ci oxide le métal et la potasse qu'il contient, se combine avec l'oxide formé; on dissout ensuite la combinaison de ces deux oxides dans l'acide hydrochlorique et on obtient un chlorure

double d'iridium et de potasse, analogue à celui de potasse et de platine, mais soluble. Cette dissolution est bleue, mais à l'aide de la chaleur et du contact de l'air elle devient rouge. La cause de ce phénomène n'est pas encore bien connue. Si dans une dissolution bleue avec excès d'acide on verse de la potasse, il y aura précipité bleu qui sera redissous par une plus grande quantité de potasse; l'ammoniaque précipite de la dissolution rouge des cristaux d'un rouge si intense qu'il paraît noir. Ils sont composés d'un double chlorure d'ammoniaque et iridium. Lorsqu'une dissolution de chlorure de platine contient de l'iridium, l'ammoniaque au lieu de la précipiter en jaune, comme nous l'avons dit (233), précipite en orangé plus ou moins rouge, suivant la quantité d'iridium.

235. Les *iodures* sont très analogues aux chlorures; ils sont sans usage, et n'ont encore été examinés que par M. Gay-Lussac; c'est pourquoi nous nous contenterons d'en donner quelques généralités. Ils se composent comme les chlorures de 4 atomes d'iode et un de métal. Beaucoup sont solubles dans l'eau et susceptibles de se combiner avec une nouvelle quantité d'iode, peuvent s'obtenir en combinant l'acide hydrochlorique avec un oxide métallique, et peuvent, par conséquent, être considérés comme des hydriodates, ainsi que les sulfures peuvent être con-

sidérés comme des hydrosulfates (122). Si on chauffe du fer et de l'iode en poudre avec de l'eau jusqu'à ce que la dissolution soit incolore, on obtient de l'iodure de fer, on peut de même obtenir celui de zinc. Si dans le chlorure de fer on verse de la potasse, de la soude, de la chaux, de la strontiane, de la barite, de la magnésie, on obtiendra un précipité d'oxide de fer et une dissolution d'iodure de potassium, ou sodium, etc. Les iodures d'étain et d'antimoine mis en contact avec l'eau, la décomposent; il en résulte de l'acide hydriodique et de l'oxide qui se précipite. Les iodures de plomb, de mercure, d'argent et des métaux qui ne décomposent pas l'eau, sont insolubles, aussi se précipitent-ils par le mélange d'un iodure soluble avec un sel contenant un métal susceptible de former un iodure insoluble; c'est ainsi que le nitrate d'argent et l'iodure de potassium donnent un précipité d'iodure d'argent qui est blanc et insoluble dans l'ammoniaque, ce qui le distingue du chlorure. L'iodure de plomb est jaune; l'iodure de mercure est rouge, combiné avec un excès de mercure, il forme un proto-iodure qui est jaune. Peut-être ces trois derniers pourraient s'employer en peinture.

236. Les *fluorures*, ou combinaisons du *fluor* avec les métaux, sont les uns solubles, les autres insolubles. Ces derniers, en dissolution, peu-

vent être considérés comme hydrofluates. Cette théorie est la même que celle des sulfures (122), des chlorures et iodures.

Les fluorures de yttrium, magnésium, calcium, barium, strontium, lithium, zinc, fer, manganèse, cuivre, plomb, mercure sont insolubles. Ceux de fer et de cuivre deviennent solubles par un excès d'acide fluorique.

Ceux de glucinium, aluminium, potassium, sodium, étain, antimoine, cobalt, nickel, argent, platine, chrôme, sont solubles.

Le fluor (133) est susceptible de s'unir à la silice et au bore, ce qui forme deux gaz acides qu'on pourrait nommer fluorures de silicium et de bore. Ces deux fluorures sont susceptibles de s'unir aux fluorures métalliques; par exemple, avec le fluorure de potassium, le fluorure de silicium donne un composé peu soluble, qu'on obtient sous forme de gelée en versant de la potasse dans une dissolution d'acide fluo-silicique, contenant de l'acide hydrofluorique; ce composé pourrait se nommer *fluo-silicate de potasse*, dénomination analogue à celle de *sulfo-hydrate* (179); il en serait de même des autres fluorures doubles dont nous ne nous occuperons pas davantage.

Les fluorures peuvent s'obtenir par l'union de l'acide hydro-fluorique avec les oxides. Ceux qui ne sont pas solubles peuvent s'obtenir en

mêlant un fluorure soluble avec un sel contenant le métal du fluorure insoluble qu'on veut obtenir; par exemple du nitrate de barite avec du fluorure de potassium, le potassium remplace le barium dans le sel et forme du nitrate de potasse, et le barium s'unit au fluor et se précipite à l'état de fluorure.

Quoique les fluorures de glucinium et d'aluminium soient solubles, combinés avec ceux de potassium ou de sodium, ils forment des fluorures doubles insolubles.

Plusieurs fluorures se trouvent dans la nature, principalement celui de chaux, connu sous le nom de *spath fusible*, parce qu'il fond en un verre transparent; il se trouve mêlé à plusieurs minérais, notamment à ceux de plomb et d'étain. Les autres fluorures sont très rares : celui de silicium et d'aluminium combinés constituent la topaze.

Le seul fluorure employé est celui de calcium : on l'emploie en chimie pour obtenir les acides hydrofluorique, fluo-silicique, fluo-borique (133). On l'emploie aussi comme fondant dans les exploitations métalliques, parce qu'il a la propriété de faire fondre quelques oxides en s'unissant à eux.

CHAPITRE III.

COMBINAISONS DES MÉTAUX ENTRE EUX OU ALLIAGES.

237. Un grand nombre de métaux peuvent s'unir presque en toutes proportions : ceux qu'on ne peut pas allier ensemble sont ceux dont les degrés de fusibilité sont très différens, et surtout lorsque l'un est très volatil et l'autre difficile à fondre, lorsque celui-ci fond, l'autre est dissipé. Les alliages ont les mêmes propriétés que les métaux, cependant on remarque qu'ils cristallisent mieux, s'oxident moins facilement, se fondent plus facilement, et sont plus souvent cassans que les métaux qui les constituent. Sauf quelques exceptions, par exemple, un alliage de plomb et d'étain s'oxide bien plus facilement que ces deux métaux séparés. Pour manifester leur cristallisation, au moment où l'alliage fondu se solidifie, on perce la croûte et on verse ce qui est resté liquide. Lorsqu'on allie deux métaux, tantôt ils se condensent de sorte que le poids spécifique de l'alliage est plus grand que celui qu'on calculerait d'après la densité des métaux

qui les composent, d'autres fois c'est le contraire. Les alliages suivans sont dans le premier cas.

Or et zinc, bismuth, antimoine ou cobalt.

Argent et zinc, plomb, étain, bismuth ou antimoine.

Cuivre et zinc, étain, palladium, bismuth ou antimoine.

Plomb et bismuth ou antimoine.

Platine et molybdène; palladium et bismuth.

Les alliages suivans sont au contraire dans le second cas.

Or et argent, fer, plomb, cuivre, iridium ou nickel.

Cuivre et argent ou plomb.

Fer et bismuth, antimoine ou plomb.

Etain et plomb, palladium ou antimoine.

Nickel et arsénic; zinc et antimoine.

Lorsqu'un alliage renferme du mercure, potassium, sodium, tellure, cadmium ou zinc, qui sont volatils, on peut en partie les décomposer par la chaleur; le métal volatil se distille et le métal fixe reste pur, si le métal volatil est du mercure; mais si c'est un autre, il ne se volatilise qu'en partie. On peut aussi décomposer par la chaleur les alliages de métaux de fusibilité très différente, en les faisant chauffer assez pour fondre l'un, mais pas assez pour fondre l'alliage: c'est ce qu'on nomme *liquation*. La chaleur, jointe au contact de l'air, agit diversement

sur les alliages : si les métaux sont à peu près également oxidables, l'alliage se conduit comme un métal, par exemple, plomb et étain ; s'ils sont inégalement oxidables, les premières parties oxidées contiennent plus de celui qui est plus oxidable, et l'alliage restant, lorsqu'on suspend l'opération, contient plus du métal moins oxidable, par exemple, cuivre, étain et plomb; enfin si l'un n'est pas oxidable, il restera pur après que l'autre sera oxidé, par exemple, or ou argent allié au plomb ou au cuivre et au plomb : cette opération se nomme *coupellation* (852).

Nous examinerons les alliages des métaux dans l'ordre de leur fusibilité.

Article Ier.

Alliages de mercure ou amalgames.

238. Les alliages où entre le mercure portent le nom d'*amalgame*. Les amalgames sont liquides lorsque le mercure est très dominant; dans le cas contraire, ils sont solides. On observe à cet égard de grandes variations : $\frac{1}{80}$ de sodium suffit pour solidifier le mercure, et $\frac{1}{10}$ d'étain ne suffit pas. Les amalgames solides sont tous cassans et quelques-uns cristallisent. Pour cela, on dissout à chaud du métal, de l'étain, par exemple, dans le mercure, et par le réfroidissement,

il se forme dans le liquide des cristaux contenant de l'étain et du mercure à l'état solide, une certaine quantité d'étain reste dissoute; si le métal est très oxidable, l'amalgame est décomposé par la chaleur et le contact de l'air : une grande chaleur décompose les amalgames en vaporisant le mercure. Presque tous se préparent à froid en dissolvant un métal dans le mercure, quelques-uns ont besoin de la chaleur.

L'amalgame de potassium est liquide lorsqu'il contient $\frac{1}{145}$ de potassium, et solide lorsqu'il en contient $\frac{1}{80}$. Le premier s'obtient avec la plus grande facilité, en dissolvant du potassium dans du mercure : l'un et l'autre se décompose par le contact de l'air.

Il en est de même des amalgames de sodium.

L'amalgame d'étain est liquide à $\frac{1}{10}$ d'étain et solide à $\frac{1}{5}$ ou plus d'étain : c'est ce dernier qui constitue le tain des glaces.

239. Pour mettre les glaces au tain, on étend une feuille d'étain très mince sur une table plane et horizontale; on efface avec soin les plis qu'il peut y avoir avec une brosse ou un linge; on verse dessus une couche de mercure de quelques millimètres, qui y adhère à cause de son affinité avec l'étain, puis on glisse une glace sur la feuille d'étain, de manière à couper la couche de mercure en deux; on appuie et on charge cette glace de poids, ce qui fait refluer tout au

tour le mercure excédant ; on incline la table, afin que celui-ci s'écoule dans une rigole destinée à le recevoir.

240. L'amalgame de bismuth est susceptible de cristalliser par le refroidissement, comme nous l'avons dit (238). On l'emploie pour étamer les globes de verre dans l'intérieur, attendu qu'on ne peut pas les mettre au tain comme les glaces planes (239). Pour cela, on les nétoie et on les sèche bien, puis on y indroduit un mélange chaud de 4 de mercure et un de bismuth, et on le promène sur toute la surface intérieure; il s'y attache en se solidifiant en partie, et produit à peu près le même effet que le tain des glaces.

241. L'*argent* se dissout presque aussi bien dans le mercure que l'or, et forme un amalgame mou ou liquide, suivant la quantité d'argent qu'il contient.

242. L'*or* est le métal qui se dissout le mieux dans le mercure. L'amalgame d'or s'obtient en dissolvant des feuilles d'or laminé dans ce métal. On l'emploie pour dorer sur laiton (103).

243. Deux de mercure, un de zinc et un d'étain forment un alliage fragile qu'on emploie en poudre ou incorporé à la graisse, pour frotter les coussins des machines électriques, comme l'or massif.

Article II.

Alliages de potassium et de sodium.

244. Ces deux métaux sont susceptibles de s'unir à presque tous les autres métaux, soit en les mettant en contact à l'état métallique et les chauffant, soit en mêlant l'autre métal avec de la soude ou de la potasse et du charbon, ou bien avec de la crême de tartre charbonée par la chaleur, qui n'est autre chose que de la potasse et du charbon intimement mêlés : le charbon s'emparant de l'oxigène de la potasse, le potassium mis en liberté s'unit à l'autre métal. Ces alliages ont la plupart la propriété de s'oxider rapidement à l'air et de s'enflammer au contact de l'eau, comme le potassium lui-même. Si dans la préparation on met une surabondance de charbon, le mélange, après la calcination, sera *pyrophorique*, c'est-à-dire aura la propriété de s'enflammer au contact de l'air, tels sont les alliages de potassium avec le bismuth, le plomb, l'antimoine. Le potassium et le sodium, alliés entre eux, produisent la plupart du temps un alliage plus fusible que ces deux métaux : 3 de sodium sur un de potassium, mis en contact même à froid, forment un alliage liquide à zéro.

Article III.

Alliages d'étain.

245. Excepté le plomb et le zinc, tous les métaux peuvent être rendus cassans par l'étain, quoique celui-ci ne le soit pas : $\frac{1}{10}$ suffit souvent pour cela.

246. L'étain et le plomb se combinent dans toutes les proportions, et le degré de fusibilité de ces alliages est très variable : l'étain fond à 226°. Si on ajoute 16 pour 100 de plomb, ce degré descend à 194° et descend de plus en plus, à mesure qu'on ajoute davantage de plomb, jusqu'à ce qu'il y en ait 66 pour 100; c'est le rapport qui exige pour la fusion le minimum de température qui est 168°. Si on augmente le plomb, ce degré remonte à 190°, lorsqu'il y a parties égales; à 226°, lorsqu'il y en a le double, c'est-à-dire à la même température que l'étain pur; à 250°, lorsqu'il y en a le triple; à 283°, lorsqu'il y en a dix fois autant; passé ce terme, elle augmente lentement, surtout passé quinze fois, où elle est 290 pour arriver à 322, lorsque le plomb est pur.

On a proposé ces alliages pour recuire l'acier à une température certaine (162); par exemple, en posant un acier trempé sur de l'alliage fusible à 220°, et le retirant du feu aussitôt qu'il com-

mence à fondre, on aurait une dureté propre aux instrumens très tranchans, et le plomb pur pourra servir pour ceux qui ont besoin d'une trempe plus douce, comme scies, ressorts, etc.

1 d'étain et 2 de plomb forment un alliage très fusible, connu sous le nom de *soudure des plombiers*, parce qu'il s'emploie pour souder le plomb, le fer-blanc et même quelquefois le cuivre.

247. L'addition d'un peu de bismuth à la soudure la rend plus fusible et plus dure : si à 3 d'étain, 5 de plomb, on allie 8 de bismuth, on obtiendra un alliage fusible à la température de l'eau bouillante, un peu de mercure le rendra plus fusible encore. Cet alliage s'emploie pour clicher des médailles.

248. L'*étain* et le *cuivre* forment plusieurs alliages plus durs que ces deux métaux, et souvent cassans et très sonores, qu'on emploie dans les arts : ils ont la singulière propriété d'être malléables lorsqu'on les refroidit rapidement après les avoir fait rougir, et au contraire de l'être peu ou point du tout, lorsqu'ils se refroidissent lentement ; ils sont plus tenaces que le cuivre, plus denses et plus fusibles que la moyenne des métaux qui les constituent. 1 d'étain sur 100 de cuivre forment un alliage dur et un peu ductile, nommé *bronze*, d'un gris-jaunâtre, employé pour les statues et les bouches

à feu. Des expériences récentes ont constaté qu'en ajoutant 1 à 1 ½ pour cent de fer blanc, cela donne aux bouches à feu beaucoup plus de dureté, résultat déja annoncé depuis une dixaine d'années. Cet alliage est également propre à frapper des médailles. 28 d'étain sur 100 de cuivre forme un alliage cassant, blanc-gris et très sonore : il est employé à faire des cloches. Souvent néanmoins dans celles-ci on remplace une partie de l'étain par du plomb, par économie. On y met aussi du zinc, et on y rencontre même du fer provenant de ce qu'on a employé dans leur confection du cuivre ferrugineux, par exemple, du cuivre du Pérou. Dans la pratique très souvent on ne mêle pas directement du cuivre pur avec de l'étain pur, mais on trouve dans le commerce de l'étain contenant un peu de cuivre à meilleur marché que l'étain pur et tout aussi bon que celui-ci pour le métal de cloche, ainsi que pour le bronze ; au lieu de cuivre pur, on emploie aussi avec avantage du vieux cuivre étamé, tel que des cafetières du levant, qui contient déja une partie de l'étain qu'on doit ajouter : dans ces mélanges il suffit de prendre des quantités telles que l'étain forme 27 à 28 pour cent de cuivre.

249. Nous avons dit que cet alliage devient malléable par un prompt refroidissement ; cela fournit un moyen de fabriquer au marteau les

cymbales, qu'on tire ordinairement de la Chine ou de la Turquie; pour cela on rend d'abord le métal ductile en le faisant rougir et tremper dans l'eau; on le forge, puis on le chauffe et on le fait refroidir lentement, il redevient cassant et très sonore.

250. On peut séparer le cuivre de l'étain en faisant fondre l'alliage avec le contact de l'air, il s'oxide beaucoup plus d'étain que de cuivre; c'est par ce moyen que pendant la révolution on a extrait le cuivre du métal de cloche.

Pour cela supposons qu'on prenne d'abord 100 kil. de métal contenant $\frac{1}{4}$ d'étain, on en fera d'abord fondre 40 kil. dans un fourneau à réverbère (585), et en l'agitant long-temps avec le contact de l'air, il s'oxide complètement. On réduit l'oxide en poudre, on fait fondre les autres 60 kil., et lorsqu'ils sont fondus on y mêle l'oxide en poudre, l'oxigène de celui-ci abandonne une partie du cuivre pour se porter sur l'étain du métal en fusion; il résulte de là 50 kil. de cuivre ne contenant pas plus de $\frac{1}{2}$ kil. d'étain et un oxide sous forme de scories, contenant moitié cuivre, moitié étain. On mêle celles-ci avec du charbon en poudre et faisant chauffer le tout, le charbon s'empare de l'oxigène et ramène à l'état métallique; l'alliage contenant donc 25 kil. de cuivre sur 25 kil. d'étain, on soumet cet alliage à l'oxidation, comme le premier; mais

lorsqu'il y en a la moitié d'oxidé on sépare l'oxide formé, ce qui reste ne contient qu'un quart d'étain; c'est du métal de cloche qu'on traite de même qu'on a traité le premier avec celui qu'on peut encore avoir à traiter. En continuant ainsi, on transforme donc le métal en cuivre presque pur et en scories, contenant seulement $\frac{1}{4}$ de cuivre; on réduit celles-ci comme les premières, puis on expose l'alliage à l'oxidation, et la première moitié oxidée contient de l'étain presque pur, qu'on peut ensuite réduire à l'état métallique à l'aide du charbon; l'autre moitié restée en fusion contient donc moitié cuivre, moitié étain, on continue la calcination pour traiter cet alliage comme nous avons traité l'alliage semblable ci-dessus.

251. Lorsqu'on augmente dans l'alliage de cuivre et d'étain la quantité de ce dernier métal jusqu'à le porter à la moitié du cuivre, on obtient un alliage plus dur et susceptible d'un très beau poli qu'on emploie pour les miroirs de télescope; l'addition d'un peu de platine le rend susceptible de mieux conserver son poli.

252. L'affinité de l'étain pour le cuivre fait que lorsqu'il est fondu en contact avec celui-ci, il y adhère et le recouvre d'une couche d'étain nommé *étamage*, qui le préserve de l'oxidation qui serait dangereuse dans la préparation des alimens. Pour étamer le cuivre il faut d'abord

le décaper ; pour cela on le fait chauffer et on le frotte avec un peu de sablon fin, puis avec du sel ammoniac et des étoupes, puis on y fond un peu d'étain qu'on recouvre de résine pour le préserver du contact de l'air, et on étend cet étain fondu soit en remuant la pièce, soit en frottant avec des étoupes.

Si au lieu d'étain on emploie un alliage de 8 d'étain sur 1 de fer, on obtiendra un étamage moins fusible et qui durera bien plus longtemps. On peut obtenir cet alliage en chauffant le fer en limaille et l'étain dans un creuset, recouvrant le mélange de verre pilé et le brassant lorsqu'il est très chaud.

Un peu de bismuth mêlé à l'étain lui donne également de la dureté.

Lorsqu'on plonge soit du fer forgé, soit de la fonte dans un bain d'étain chaud, il se recouvre d'une couche mince de celui-ci, pourvu qu'on ait eu grand soin de nettoyer la surface avant de plonger dans l'étain et qu'on recouvre celui-ci d'une matière qui le préserve de l'oxidation, on emploie le sel ammoniac ou les matières grasses et résineuses. C'est par ce moyen qu'on étame les fourchettes, cuillers, casseroles, etc. Cette couche d'étain n'est pas seulement adhérente à la surface, elle pénètre à une certaine épaisseur dépendant de la température et du temps de l'immersion. On peut s'en convaincre

en coupant un morceau de fer-blanc, qui n'est autre chose que du fer étamé.

253. La fabrication du *fer-blanc* est une industrie assez importante pour que nous nous y arrêtions un peu.

Cette branche d'industrie a pris son origine en Saxe et en Bohême, qui en ont fabriqué seules pendant long-temps. Aujourd'hui c'est le fer-blanc anglais qui est le plus estimé. Le fer-blanc français commence seulement à rivaliser pour la consommation intérieure, et il y a lieu d'espérer qu'il le remplacera bientôt entièrement.

Pour le fer-blanc il faut choisir du fer de première qualité. On le réduit au laminoir en tôle mince qu'on coupe à la grandeur en usage dans le commerce, qui est le plus ordinairement de 33 centimètres sur 25 $\frac{1}{2}$, et pèse de 200 à 300 grammes. Ensuite on *décape* ces feuilles, c'est-à-dire qu'on enlève l'oxide qui en recouvre la surface, car sans cela l'étain ne prendrait pas. Pour cela on les plie au milieu sous un angle de 50° et on les met tremper quelques minutes dans un mélange de 6 kil. d'eau sur 1 kil. d'acide hydrochlorique, ce qui doit suffire pour 800 feuilles, de là on les introduit dans un four, la chaleur en détache les écailles d'oxide qui les recouvraient; on les en retire, on les dresse, et pour les unir on les passe entre deux cylindres de fonte bien durs et bien polis; on fait tremper les

feuilles pendant dix heures dans de l'eau de son qu'on a fait aigrir ou bien faiblement acidulée par l'acide sulfurique ; on les transporte dans une dissolution un peu plus acide, et on les y laisse un peu moins de temps. L'expérience fera facilement voir quelle est l'acidité qu'il convient de donner à cette dissolution. Une chaleur de 35° accélère ces opérations ; de là on les met dans l'eau pure, on les frotte avec des étoupes et du sable, on les rince et on les met dans de l'eau claire, d'où elles ne sortent que pour être étamées.

Pour les étamer, on fait fondre dans un vase rectangulaire de fer, suffisant pour contenir deux ou trois cents feuilles, une quantité d'étain assez grande pour recouvrir ces feuilles, on couvre l'étain d'une couche de graisse d'un décimètre, et on chauffe autant qu'on le peut sans brûler la graisse ; on prépare aussi un autre vase rempli seulement de graisse, qu'on fait également fondre et chauffer autant que possible ; c'est dans celui-ci qu'on met d'abord les feuilles à étamer, on les y laisse séjourner une demi-heure ou une heure, et on les trempe toutes couvertes de graisse dans l'étain où on les laisse une heure ou une heure et demie ; on les pose sur une grille, pour qu'un peu de l'étain superflu s'écoule. Ensuite, soit pour rendre l'étamage plus beau, soit pour enlever l'étain superflu, on les plonge dans un autre vase plein d'étain plus fin

que le premier, si celui-ci n'est pas de première qualité; on la retire à l'aide d'une pince, on la frotte avec une espèce de brosse de chanvre, on la plonge de nouveau et on la retire aussitôt, puis on la plonge dans un vase plein de graisse très chaude, où on la laisse plus ou moins de temps, suivant qu'on veut enlever plus ou moins d'étain à la surface du fer-blanc : il y a dans ce vase des chevilles qui tiennent séparées les feuilles qu'on n'y met guère qu'au nombre de dix, car elles y séjournent peu de temps. En sortant de là, il y a encore le bord inférieur où reste un bourrelet d'étain. Pour l'enlever, on place ce bord dans une couche d'étain fondu et bien chaud, et on le secoue fortement en le frappant lorsqu'on le sort de cet étain. Alors le fer-blanc n'a plus qu'à être nettoyé avec du son pour être prêt à être livré au commerce.

254. Lorsqu'on verse à plusieurs reprises sur une feuille de fer-blanc un mélange de 2 d'acide nitrique, 3 d'acide hydrochlorique et 8 d'eau, qu'on la tient plongée dans une eau légèrement acidulée et qu'on la lave, on obtient sur cette feuille des places nacrées et brillantes : c'est ce qu'on nomme *moiré métallique*. Tous les fer-blancs ne sont pas également propres à produire le moiré métallique, et ceux qui y sont propres ne produisent pas tous le même aspect. Il est à remarquer que le fer-blanc étamé à l'étain le plus

fin y est le moins propre. L'étain contenant un peu de cuivre, de zinc ou de bismuth, donne un fer-blanc beaucoup plus propre au moiré. On peut aussi, à l'aide de la chaleur et d'un refroidissement plus ou moins rapide, obtenir diverses variétés. Refroidi lentement, le moiré aura de grands accidens; rapidement, au contraire, on aura un moiré granité; en chauffant ou refroidissant avec de l'eau par places, on obtient des étoiles de divers aspects. Pour faire ressortir le moiré, il faut le recouvrir d'un vernis transparent.

Article IV.

Alliages de bismuth.

255. Le bismuth a la propriété de rendre cassans et très fusibles les alliages dont il fait partie. Moins de $\frac{1}{1000}$ suffit pour rendre l'or cassant, et nous avons déja parlé (247) de la fusibilité remarquable d'un alliage où entre le bismuth; nous avons aussi parlé de l'usage du bismuth allié au mercure, pour mettre au tain les glaces qui ne sont pas planes (240). Nous n'avons rien d'important à ajouter sur les alliages de bismuth.

Article V.

Alliages de plomb.

256. Quoique le plomb soit ductile et très

mou, il a la propriété de rendre tous les métaux cassans, lorsqu'il leur est allié en quantité suffisante, excepté l'étain et le zinc. Avec l'or, $\frac{1}{1900}$ suffit, et si on en met $\frac{1}{8}$, on aura un alliage jaune pâle, aussi fragile que du verre; aussi lorsqu'on allie du cuivre à l'or (265), il faut bien se garder d'employer du cuivre qui contienne du plomb, l'or ne pourrait plus se travailler. Le plomb a aussi la propriété de rendre les autres métaux plus facilement oxidables, excepté l'or et l'argent: c'est sur cette propriété qu'est fondée la *coupellation* (852). On emploie, comme nous l'avons déja dit (246), le plomb dans la soudure, il y en a presque toujours dans l'étain du commerce, on en met souvent dans les cloches (248) et quelquefois dans le laiton (258).

257. Le plomb allié à l'antimoine est employé pour les caractères d'imprimerie : l'antimoine donne beaucoup de dureté au plomb. Pour les caractères, on en met environ $\frac{1}{4}$, l'alliage est peu flexible et casse après s'être un peu plié, une plus grande quantité d'antimoine le rendrait plus fragile, pour les interlignes, on met moins d'antimoine; aussi elles sont plus molles que les caractères. Un peu d'étain ou bien quelques centièmes de cuivre ou de métal de cloche donne aux caractères beaucoup plus de fermeté sans les rendre plus fragiles.

ARTICLE VI.

Alliages de zinc.

258. Le zinc a la propriété de donner au cuivre l'apparence de l'or, c'est pourquoi leur alliage a porté le nom de *similor* ou *or de Manheim*; il porte aujourd'hui celui de *cuivre jaune* ou *laiton*. Cet alliage se travaille aussi plus facilement pour certains objets que le cuivre pur : on l'emploie à une foule d'usages connus de tout le monde, pour faire des instrumens, vases, poêlons, épingles, cordes d'instrumens, etc.

Le laiton contient ordinairement $\frac{1}{5}$ ou $\frac{1}{4}$ de zinc; l'addition de 2 ou 3 centièmes de plomb lui donne de la dureté et le rend plus propre aux ouvrages de tour, mais moins ductile pour les ouvrages au marteau. Dans tous les cas, il est cassant à chaud, son poids spécifique varie de 7,8 à 8,4; il est plus fusible que le cuivre, mais cependant au-dessus de la chaleur rouge.

On prépare le laiton quelquefois en unissant directement le cuivre au zinc, mais plus souvent on se sert de calamine (409) ou de blende (181) au lieu de zinc à l'état métallique. On commence par griller le minérai pour vaporiser ou brûler le soufre, ou bien chasser l'acide carbonique; alors il ne reste que de l'oxide conte-

nant un peu de soufre, si c'est de la blende qu'on emploie; on le réduit en poudre fine qu'on mêle avec de la poussière de charbon et du cuivre en lames ou en grenaille : on met le tout dans un creuset, et à l'aide d'une température élevée, le charbon se combine avec l'oxigène ou le soufre et le zinc se combine au cuivre, l'alliage se rassemble au fond du creuset; on mêle ensuite et on refond ceux obtenus en diverses fois, afin de l'avoir plus homogène. Le laiton se fabrique surtout dans le pays de Nuremberg et dans le ci-devant département de la Roër.

259. Le *cuivre blanc* ou cuivre chinois est un alliage blanc d'argent et très sonore qu'on emploie à la Chine et dont la sortie y est prohibée : on ignore comment on le fabrique. L'analyse a démontré qu'il renferme 0,25 de zinc, 0,40 de cuivre, 0,32 de nickel et 0,03 de fer; il reçoit un très beau poli, et peut se forger, soit à froid, soit au rouge naissant; mais plus rouge, il devient cassant.

Article VII.

Alliages d'antimoine.

260. L'antimoine entre dans les caractères d'imprimerie (257); $\frac{1}{1900}$ suffit pour rendre l'or cassant comme le plomb (256). Allié à trois fois

autant de cuivre, il donne un alliage violet, cassant, susceptible d'un beau poli; allié à partie égale de cuivre, il cesse d'être violet; allié à deux fois autant de fer, il compose un alliage blanc qui a la propriété singulière d'étinceler lorsqu'on le lime.

Article VIII.

Alliages d'argent.

261. Une partie d'argent sur quatre de cuivre donne un alliage d'une couleur rose, intermédiaire entre le cuivre et l'argent. Cet alliage est ductile, plus fusible que les deux métaux qui le composent, et porte le nom de *billon*. Il est employé pour de petites monnaies

Une partie d'argent sur deux de cuivre donne un alliage plus fusible que l'argent qu'on emploie pour le souder.

Huit parties d'argent sur deux de cuivre forment l'alliage dont se composent les bijoux d'argent.

Neuf parties d'argent sur une de cuivre forment l'alliage dont se composent en France les nouvelles monnaies d'argent.

Dix-neuf parties d'argent sur une de cuivre forment l'alliage dont on fait les plats et les couverts d'argent,

Ces trois alliages ont l'apparence de l'argent, mais ont beaucoup plus de fermeté. La quantité d'argent qu'ils contiennent se nomme leur *titre*; il s'exprimait autrefois en *carats*, c'est-à-dire en vingt-quatrième, aujourd'hui on l'exprime en millièmes; ainsi le titre du billon est $\frac{200}{1000}$, celui des bijoux $\frac{800}{1000}$, celui des monnaies $\frac{900}{1000}$, et celui de la platerie $\frac{950}{1000}$. Le titre de l'argent se détermine par la coupellation (852). L'argent et l'or alliés ensemble forment un alliage plus dur que ces deux métaux et plus fusible que l'or. Lorsque l'argent y entre pour $\frac{2}{5}$, l'alliage est blanc; lorsqu'on met 3 d'argent contre 7 d'or, l'alliage est vert et se nomme *or vert*.

Le *vermeil* n'est que de l'argent doré par le même moyen que le cuivre (103).

L'or et l'argent qu'on trouve dans la nature sont toujours un peu alliés l'un à l'autre, c'est-à-dire que l'or contient un peu d'argent, et l'argent un peu d'or : on n'extrait celui-ci que lorsqu'il y en a au moins $\frac{5}{1000}$.

Article IX.

Alliages de cuivre.

262. Le cuivre s'emploie dans la composition du bronze et du métal de cloches (248), du cuivre blanc ou cuivre chinois (259), du lai-

ton (258), et pour donner de la fermeté à l'argent (261) et à l'or (263) qu'on veut travailler. Nous n'avons rien de plus d'intéressant à en dire.

ARTICLE X.

Alliages d'or.

263. L'or allié au mercure s'emploie pour dorer le cuivre (103) et l'argent (261). Allié au plomb (256), à l'antimoine (260), il devient très cassant; à l'argent (261), il devient vert.

Pour tous les ouvrages d'or, ce métal pur serait trop mou; c'est pourquoi on l'allie comme l'argent à une petite quantité de cuivre. La quantité d'or pur que contient l'alliage se nomme son *titre* (261), de sorte que si l'or qu'on emploie contient un peu d'argent, on doit y ajouter autant de cuivre de moins pour obtenir le titre désiré.

Il existe quatre titres pour l'or qu'on emploie en France : pour les monnaies, il est à $\frac{900}{1000}$; l'orfèvrerie, tantôt à $\frac{750}{1000}$, tantôt à $\frac{840}{1000}$, tantôt à $\frac{920}{1000}$. Le titre de l'or se détermine d'abord par la coupellation pour le cuivre et ensuite par l'acide nitrique pour l'argent (851).

L'or s'allie très bien au platine, et la grande pesanteur spécifique de celui-ci, peu différente

de celle de l'or, a fait craindre dans un temps qu'on l'employât avec avantage pour falsifier les monnaies ; mais aujourd'hui que les propriétés de cet alliage sont connues, cette falsification n'est pas plus à craindre que les autres. Dans cet alliage le platine influe beaucoup plus sur la couleur que l'or : un douzième de platine suffit pour lui donner le blanc de l'argent terni : il est très ductile et élastique. M. Vauquelin a fait l'observation singulière que cet alliage est attaquable par l'acide nitrique, quoique les deux métaux ne le soient pas séparément.

Article XI.

Alliages de fer.

264. Le fer s'unit au potassium (244), à l'étain (252) ; il s'unit également au platine, et forme un alliage beaucoup plus fusible que ces deux métaux ; aussi le fer en contact avec un creuset de platine, à une haute température, ne tarde pas à le percer. Le fer se combine difficilement au cuivre, à moins qu'il ne soit déja allié à l'étain ; il se combine aussi très difficilement à l'argent : l'acier s'y combine plus facilement (168).

LIVRE IV.

CORPS OXIDÉS.

265. Les combinaisons des corps, soit non métalliques, soit métalliques, avec l'oxigène, se partagent en deux classes bien distinctes : les acides et les oxides. On a d'abord donné le nom d'acide aux composés qui ont un goût aigre, qui rougissent les couleurs végétales du tournesol et de la violette, et qui se combinent aux oxides métalliques en perdant leurs propriétés caractéristiques et en les faisant perdre à ceux-ci, ce qu'on appelle *neutraliser*. Considérant que cette dernière propriété est plus importante que les autres, puisqu'elle joue un rôle principal dans les combinaisons des corps, les autres, telles que le goût et l'action sur les couleurs végétales, ne doivent être considérées que comme accessoires et non absolument essentielles pour classer un corps parmi les acides, nous mettrons donc dans cette classe les corps ayant la propriété de s'unir aux oxides qui ont beaucoup d'affinité pour

les acides, et de les neutraliser au moins en partie, tels sont les acides siliciques, titaniques, etc., qui n'ont pas de goût et n'altèrent pas les couleurs végétales, parce qu'ils sont insolubles; les acides seront divisés en deux chapitres, suivant que le corps combiné à l'oxigène et qu'on nomme *radical* de l'acide, sera métallique ou non. Outre les acides renfermant de l'oxigène, il y a beaucoup d'autres corps ayant les propriétés acides. Les principaux ont été traités (liv. III, ch. I).

Les combinaisons des corps avec l'oxigène qui ne sont pas acides se nomment oxides; mais parmi les oxides il y a une distinction importante à faire : les uns peuvent s'unir aux acides et les neutraliser, les autres ne le peuvent pas : ceux qui jouissent de cette propriété se nomment *bases salifiables*, parce que leurs combinaisons avec les acides portent le nom général de *sels*. Parmi les bases salifiables, il y en a qui ont un goût très caustique et rougissent la teinture de curcuma, on les nomme *alcalis* (7); ce sont celles qui ont le plus de tendance à s'unir aux acides. Les bases salifiables contenant de l'oxigène sont toutes rangées parmi les oxides métalliques (chap. III), excepté la zircone (278). Outre les bases salifiables oxigénées, il y en a quelques autres jouissant même des propriétés alcalines, telle est l'ammoniaque (134).

CHAPITRE PREMIER.

OXIDES NON MÉTALLIQUES.

266. *Protoxide d'hydrogène*, ou *eau*, se compose de deux atomes d'hydrogène sur un d'oxigène, ou bien de ces deux gaz dans le rapport de deux à un en volume, ou dans le rapport de 124 à 1000 en poids, c'est-à-dire à peu près 8 fois autant d'oxigène que d'hydrogène. Cette composition de l'eau a été prouvée, soit par l'analyse ou décomposition, soit par la synthèse ou recomposition. Pour la prouver par l'analyse, on adapte une cornue de verre à l'un des bouts d'un tube de porcelaine ou de verre; on place celui-ci dans un fourneau, afin de le faire rougir : s'il est de verre, il faut le revêtir de terre glaise, ce qu'on nomme luter; on y introduit du fil de fer fin et bien décapé, et à l'autre extrémité, on adapte un tube qui communique à un serpentin entouré d'eau froide (371 p.), et celui-ci, par le moyen d'un tube, sous une cloche de verre placée sur une cuve à mercure (126 p.). Lorsque le tube est rouge, on place du feu sous la cornue qui est à l'extrémité hors du fourneau, et on fait bouillir l'eau qu'elle contient; celle-ci,

réduite en vapeurs, traverse le tube, et rencontrant le fil de fer rouge, celui-ci s'empare de l'oxigène, et l'hydrogène mis en liberté se rend sous la cloche, après avoir traversé le serpentin; ce dernier est destiné à condenser l'eau qui peut avoir échappé à la décomposition. L'expérience étant faite, par le poids qu'a perdu la cornue on juge la quantité d'eau vaporisée; on pèse celle qui s'est condensée au bout du serpentin, on la retranche de la perte de la cornue, cela donne le poids de l'eau décomposée; la cloche étant graduée, donne le volume de l'hydrogène produit, et on calcule son poids par le moyen de la pesanteur spécifique (7 p.). L'augmentation de poids du fil de fer donne le poids de l'oxigène qu'il a absorbé. C'est par ce moyen qu'on a trouvé que l'eau se compose de 124 d'hydrogène sur 1000 d'oxigène.

267. Pour prouver la composition de l'eau par la synthèse, on se procure de l'oxigène et de l'hydrogène secs; on les introduit sous des cloches suspendues en équilibre à la manière des gazomètres (129 p.), mais on emploie du mercure pour éviter le contact de l'eau qui pourrait jeter quelques doutes sur l'origine de l'eau produite dans l'expérience. On fait arriver ces deux gaz, dans le rapport de 2 à 1 en volume, dans un ballon ou tube où on a fait le vide, et dans lequel on excite une série continuelle d'étincelles élec-

triques par le moyen de deux boules métalliques, comme dans un eudiomètre (850).

268. Dans la nature, l'eau n'est jamais pure. Pour l'obtenir, on la distille dans un alambic composé d'une cucurbite, chapiteau et serpentin (371 p.). La plus pure qu'on puisse se procurer sans distillation est celle de pluie ou de neige, surtout cette dernière : la première contient, comme toutes les eaux, de l'air en dissolution; c'est à cet air qu'il faut attribuer les bulles qui se manifestent dans la congélation de l'eau qui abandonne, en se solidifiant, l'air qu'elle contenait en dissolution. L'air dissous dans l'eau n'est pas composé dans les mêmes proportions que l'air atmosphérique : il contient plus d'oxigène et moins d'azote, parce que l'eau dissout mieux le premier gaz que le second; elle ne dissout pas du tout l'hydrogène lorsqu'elle est pure. Ces gaz, au reste, sont très peu solubles dans l'eau : elle n'en contient jamais au-delà du vingt-cinquième de son volume, et à 100°, elle n'en contient plus. Il y a d'autres gaz bien plus solubles dans l'eau, par exemple, l'hydrogène sulfuré (121) et l'ammoniaque (134).

269. A part l'eau de neige et de pluie, l'eau naturelle contient toujours des sels en dissolution, particulièrement du sel marin et du sulfate ou carbonate de chaux, d'autres fois, mais plus rarement, des sels de fer, de magnésie, de l'a-

cide carbonique ou hydrosulfurique. Quand elle contient assez de ces corps en dissolution pour avoir un goût marqué ou pour agir sur l'économie animale, on lui donne le nom d'*eau salée*, si c'est du sel marin, et d'*eau minérale*, si ce sont d'autres sels : dans le cas contraire, on lui donne le nom d'*eau douce*. Les eaux des puits de Paris et de plusieurs rivières des environs contiennent une grande quantité de sulfate de chaux et de carbonate; celles de la fontaine du Ponceau, par exemple, contiennent un demi-centième du premier et un quart de centième du second, ce qui les rend impropres à cuire les légumes et à savonner. Le savon ne peut s'y dissoudre; car l'alcali de celui-ci se combine à l'acide du sulfate ou carbonate, et la chaux, mise en liberté, s'unit au corps gras du savon, et forme un savon calcaire insoluble (677).

Pour reconnaître les impuretés que renferme l'eau, on peut employer : pour les sels calcaires, l'oxalate d'ammoniaque ou l'acide oxalique, il se forme de l'oxalate de chaux blanc qui se précipite, parce qu'il est insoluble; pour reconnaître si l'eau est acide, de la teinture de tournesol ou de violette; si elle est alcaline, du curcuma (737); pour reconnaître des sels de potasse, du chlorure de platine (856); pour les chlorures, du nitrate d'argent, il se forme du chlorure d'argent insoluble (229); pour les sul-

fates, du nitrate de barite; pour reconnaître l'acide carbonique, la magnésie ou l'alumine, de l'eau de chaux; pour l'hydrogène sulfuré ou les sulfures, de l'acétate de plomb; pour les carbonates, du chlorure de calcium; pour des sels de cuivre, du fer qui prend la couleur du cuivre, en précipitant celui-ci à l'état métallique; pour la magnésie, le phosphate de soude; pour le plomb, le sulfure de potassium.

Les diverses impuretés de l'eau sont plus ou moins nuisibles, suivant l'usage auquel on les emploie. Les sels de plomb sont nuisibles à l'économie animale; aussi les conduits de plomb ne sont pas sans dangers, quoique ce métal ne se dissolve pas dans l'eau pure, il s'y dissout lorsqu'elle est acidule; les sels de fer sont des plus nuisibles dans plusieurs genres de teintures. En général, les impuretés de l'eau ternissent les couleurs vives dans la teinture sur soie ou sur coton, saturent une partie de la potasse employée dans le blanchîment ou décomposent une partie du savon, font qu'elle se charge moins de matières extractives dans la fabrication de la bière et qu'elle rouit mal ou ne rouit pas du tout (777).

Quelquefois les eaux impures ne sont pas nuisibles, sont même avantageuses. Après avoir savonné la toile, si on la rince dans une eau calcaire, cela lui donne du corps; il en est de même

dans les tanneries et quelquefois dans la teinture.

Les moyens de purifier l'eau sont :

La *distillation*, en général trop dispendieuse;

Le *filtre et le repos* n'en ôtent que les matières non dissoutes; en ajoutant du charbon, cela rend l'eau beaucoup plus limpide (42); c'est ainsi qu'on purifie les eaux de la Seine au grand établissement des eaux clarifiées à Paris, quai des Célestins. L'eau s'éclaircit d'abord un peu par un repos de cinq heures; après cela, on la retire et on la fait passer dans des conduits au travers d'une éponge qu'on rince toutes les heures ou demi-heures; là, elles déposent encore un peu de limon; de là elles tombent dans des filtres rectangulaires, dont le fond est garni de couches de gravier, sable, charbon, sable et gravier; l'eau, en passant au travers de ces couches, en sort parfaitement limpide, et se rend dans des réservoirs. Rien n'empêcherait de former un établissement semblable dans les blanchisseries où on n'a pas d'eau bien claire à sa disposition. On préfère ordinairement établir de vastes filtres où on n'ait aucun soin à donner pendant un grand intervalle de temps. La fig. 9 en représente un de ce genre, employé dans une blanchisserie en Angleterre : il est formé d'une grande cavité ou puits, *a b*, dans laquelle est construite un puits, *c d*; en dehors de ce dernier,

dans l'intervalle *e f*, sont placés par couches des cailloux, du gravier, du gros sable et du sable fin; l'eau sale arrive par un canal *g*, se filtre au travers des couches de sable, passe par les ouvertures inférieures *h*, remonte dans le puits intérieur, dans le tube tube *i k*, et se rend par ce tube dans le canal *l*, qu'on conduit dans les lieux où on en a besoin. D'autres fois on préfère placer les couches *e f* dans un ordre inverse et dans l'intérieur du puits *c d*, l'eau alors filtre en remontant.

Les usages de l'eau sont si nombreux, qu'il est impossible de les décrire, et si connus, que cela serait inutile. Nous ne parlerons pas de ses propriétés chimiques; car en parlant de chaque corps en particulier, nous parlons de l'action de l'eau sur lui. Quant à ses propriétés physiques, nous les avons exposées (p. Liv. IV).

Une grande compression diminue le volume de l'eau de 0,000045 pour une force égale à la pression atmosphérique. Si la pression est subite, l'eau devient lumineuse comme l'air (132 p.).

A un froid de 0 ou au-dessous, l'eau se solidifie (69 p.). Lorsqu'elle gèle peu à peu, il s'y forme des aiguilles de glace qui s'unissent les unes aux autres sous des angles de 60° ou 120°, et forment quelquefois une étoile à six pointes : la neige souvent se présente sous cette forme.

Deutoxide d'hydrogène ou eau oxigénée.

270. L'eau est susceptible de se combiner avec une quantité d'hydrogène presque égale à celle qu'elle contient déja. Il faut pour cela que l'oxigène libre se trouve en contact avec l'eau avant d'être à l'état de gaz, et comme l'affinité de ces deux corps est très petite, il faut beaucoup de précautions pour que cette combinaison ne soit pas détruite; ces précautions consistent toutes à la préserver du contact des oxides métalliques et des métaux qui ont presque tous la propriété de séparer l'oxigène de l'eau, quelques-uns en s'en emparant, la plupart en le réduisant à l'état de gaz. Voici sa préparation :

Prenez un quart de litre d'eau, et mêlez y assez d'acide hydrochlorique pour qu'elle puisse dissoudre 20 grammes de barite; tenez le vase dans de l'eau à la glace; faites-y dissoudre 16 grammes de barite oxidée (317), préalablement broyée avec un peu d'eau, la barite et l'acide hydrochlorique formeront du chlorure de barium, et l'oxigène excédant restera en dissolution; versez lentement de l'acide sulfurique concentré, jusqu'à ce qu'il ne produise plus de précipité; recommencez six fois les deux opérations précédentes, en filtrant après la deuxième, la quatrième et la sixième, alors la liqueur con-

tiendra à peu près trente à quarante fois son volume d'oxigène. On y dissout encore du deutoxide de barium en quantité plus que suffisante pour saturer l'acide, ce qu'on n'a pas dû faire auparavant : cela sépare de la liqueur quelques parcelles d'oxides métalliques qui font dégager un peu d'oxigène; c'est pourquoi on doit très promptement filtrer dans une toile, puis dans un filtre. Alors on y verse lentement encore de l'acide sulfurique, de manière qu'il y en ait un très léger excès; mais la liqueur contient encore l'acide hydrochlorique qu'on y a mis d'abord. Pour le séparer, on y verse du sulfate d'argent : il se forme du chlorure d'argent insoluble (228), et l'acide sulfurique reste dans la liqueur; on verse de l'eau de barite jusqu'à ce qu'elle ne produise plus de précipité, et on filtre promptement; on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique, de manière que la liqueur soit tant soit peu acide; alors c'est de l'eau contenant environ 35 fois son volume d'oxigène. Pour qu'elle en contienne davantage, il faut la placer sous le récipient de la machine pneumatique, avec une capsule d'acide sulfurique, l'eau se vaporise (340 p.), et celle qui reste se charge de tout l'oxigène qu'abandonne l'autre : c'est par ce moyen qu'on parvient à charger l'eau de presque autant d'oxigène qu'elle en contient.

271. Les usages de l'eau oxigénée sont jus-

qu'ici à peu près nuls à cause de la difficulté de sa préparation. Il est probable qu'elle aurait plusieurs emplois si on venait à se la procurer d'une manière moins dispendieuse, nous n'en citerons qu'un seul : lorsque dans un dessin il entre du blanc de plomb (413), et qu'il a été exposé à des émanations putrides telles que celles des fosses d'aisances, qui contiennent toujours de l'hydrogène sulfuré, l'oxide de plomb en s'unissant à ce gaz produit du sulfure de plomb (197); qui est noir, ce qui défigure le dessin; de l'eau oxigénée en fournissant de l'oxigène au soufre et au plomb les transforme en acide sulfurique et oxide de plomb, ce qui forme du sulfate de plomb qui est blanc. Pour cela il n'est pas besoin d'eau oxigénée proprement dite, une simple dissolution oxigénée telle que nous l'avons obtenue ci-dessus, après la première ou seconde précipitation, suffit pour cet usage.

Les propriétés de l'eau oxigénée sont fort singulières et ont été étudiées avec soin par Thénard qui a découvert ce composé; nous ne pouvons en parler que succinctement. En contact avec la peau, il la blanchit et cause des picotemens désagréables; sa pesanteur spécifique est de 1,452; la chaleur en dégage l'oxigène, mais il faut une température d'autant plus élevée qu'elle en contient moins; à 100° il n'en reste plus. Les métaux, excepté le fer, l'étain, l'antimoine, le

tellure, tendent à dégager l'oxigène; ceux qui s'oxident très facilement l'absorbent, les autres le dégagent à l'état de gaz, d'autant plus vite que les points de contact sont plus multipliés; avec l'argent en masse, le dégagement est peu sensible; si on l'emploie en limaille, il est très rapide et produit une forte chaleur; le sélénium et le charbon ont la même propriété.

Les oxides, comme les métaux, dégagent l'oxigène, la plupart à l'état de gaz, tel est l'oxide de manganèse, et quelques-uns, comme l'oxide d'argent, se réduisent en même temps à l'état métallique, et produisent une explosion; il faut excepter l'alumine, la silice, l'oxide de chrôme, le deutoxide d'étain et les oxides d'antimoine. Les acides, au contraire, rendent l'eau oxigénée plus stable, et s'opposent souvent à sa décomposition par les autres corps; leur mélange est susceptible de dissoudre les métaux sans effervescence, parce que l'eau oxigénée fournit l'oxigène qui leur est nécessaire pour se combiner aux acides.

Oxide de carbone.

292. Cet oxide est gazeux et incolore, il est composé d'un atome d'oxigène sur un de carbone, contient un volume d'oxigène égal au sien, il pèse 1gr,247 par litre, il brûle comme le gaz hydro-

gène et se transforme en acide carbonique en absorbant autant d'oxigène qu'il en contient.

Lorsqu'on mêle ce gaz par parties égales avec du chlore et qu'on expose le mélange au soleil, il se réduit à la moitié de son volume, et forme un gaz acide qu'on a nommé *chloroxi-carbonique*, d'un odeur suffocante et pesant 4gr,41 par litre; l'eau le transforme en acide carbonique et acide hydrochlorique, et les oxides métalliques donnent naissance à de l'acide carbonique et des chlorures. Il se combine à quatre fois son volume d'ammoniaque et forme un sel blanc, volatil, piquant et très soluble dans l'eau.

L'oxide de carbone se produit toutes les fois que l'oxigène est en contact à une haute température avec un excès de carbone. Il en est de même si l'acide carbonique est en contact avec du carbone, alors il se charge d'une nouvelle quantité de carbone. On peut l'obtenir de plusieurs manières : que l'on mette dans une cornue ou dans un matras muni d'un tube de l'oxalate de plomb ou de zinc, ou bien un mélange d'oxide de zinc et de quantité égale de charbon fortement calciné, la chaleur dégagera de l'oxide de carbone, résultant de la combinaison de l'oxigène de l'oxide, avec le charbon. Ce gaz sera mêlé d'acide carbonique; pour l'en séparer on le mettra en contact avec de la potasse caustique.

Oxide de phosphore.

273. Lorsque le phosphore est resté exposé à l'air, et qu'on le distille, il donne pour résidu une matière rouge, moins fusible que le phosphore et inflammable comme lui; c'est l'oxide de phosphore. Lorsque le phosphore, au lieu d'être exposé directement à l'air, n'y est exposé que recouvert d'eau, il se couvre d'une croûte blanche qui a les mêmes propriétés que l'oxide rouge : il est probable que ces deux oxides ne diffèrent que parce que le blanc contient un peu d'eau.

Oxides de chlore.

274. Le chlore est susceptible de se combiner à l'oxigène en plusieurs proportions. Parmi les composés qui en résultent, il y en a deux qui ne sont pas acides.

1° Si on met 25 de chlorate de potasse (496) avec 60 d'acide hydrochlorique, pesant 1,1 (128), dans un tube fermé à un bout, et muni à l'autre bout d'un petit tube recourbé, engagé sous un bocal de la cuve à mercure; une légère chaleur dégage du mélange un gaz contenant du chlore mêlé à de l'oxide de chlore. Le mercure, après quelque temps, absorbe le premier; reste l'oxide

de chlore, formé d'un atome d'oxigène sur deux atomes de chlore : un litre de cet oxide contient $\frac{2}{5}$ de litre d'oxigène et $\frac{4}{5}$ de chlore. Voici ce qui se passe dans cette opération : le mélange employé contient, en atomes,

Acide chlorique = 2 chlore + 5 oxigène.
Potasse = $\frac{1}{2}$ potassium + 1 oxigène.
Acide hydrochlorique = 10 chlore + 10 hydrogène.

Et tous ces principes se combinent dans l'ordre suivant :

10 hydrogène + 5 oxigène = eau.
$\frac{1}{2}$ potassium + 2 chlore = chlorure de potassium.
1 oxigène + 2 chlore = oxide de chlore qui se dégage.

4 chlore qui se dégage d'abord et est absorbé ensuite par le mercure.

Ce gaz est d'un jaune-vert, a une odeur forte, pèse 2,38, se décompose par une chaleur assez faible, quelquefois avec explosion. Le phosphore le décompose aussi avec explosion, en formant de l'acide phosphorique et du phosphure de chlore (144). Un pareil phénomène a lieu avec le soufre, mais moins promptement ; il est soluble dans $\frac{1}{10}$ de son volume d'eau, il est sans usage.

275. 2° En substituant dans l'expérience précédente l'acide sulfurique à l'acide hydrochlo-

rique, avec quelques précautions, à cause de l'explosion qui se fait quelquefois, on obtient un oxide de chlore d'une couleur plus foncée que le précédent, et qui contient quatre fois autant d'oxigène. Peut-être même le précédent n'est-il qu'un mélange de celui-ci avec du chlore. Voici le tableau de ce qui se passe dans cette expérience ; le mélange employé contient, en atomes,

Acide chlorique	= 6 chlore	+ 15 oxigène.
Potasse	= 1 ½ potassium	+ 3 oxigène.
Acide sulfurique	= 2 soufre	+ 6 oxigène.

Et ces principes se combinent dans l'ordre suivant :

2 chlore	+ 7 oxigène	= acide chlor. oxigéné.
½ potassium	+ 1 oxigène	= potasse, qui, avec le précédent, forme du chlorate oxigéné (495).
Acide sulfur.	+ potasse	= sulfate de potasse.
4 chlore	+ 8 oxigène	= oxide de chlore.

Oxides d'azote.

276. L'azote est, comme le chlore, susceptible de se combiner à l'oxigène dans un grand nombre de proportions : deux ont reçu le nom d'oxides, parce qu'elles n'ont pas les propriétés acides.

1° Le *protoxide d'azote* est un gaz sans couleur et sans odeur, pesant $1^{g},98$ par litre, et composé de deux atomes d'azote sur un d'oxigène. A un volume égal à celui de l'azote qu'il contient, il contient donc un peu plus d'oxigène que l'air atmosphérique ; aussi il se conduit avec tous les corps à peu près comme l'air atmosphérique, il entretient mieux la combustion, mais est impropre à la respiration ; une forte chaleur le transforme en azote et acide nitreux (292) ; il s'obtient en chauffant du nitrate d'ammoniaque ; le nitrate d'ammoniaque se compose de :

2 ammoniaque = 6 hydrogène + 2 azote.
Acide nitrique = 5 oxigène + 2 azote.
Les 6 hydrogène + 3 oxigène forment de l'eau.
Les 4 azote + 2 oxigène forment l'oxide d'azote qui se dégage.

277. Le *deutoxide d'azote* est un gaz sans couleur ; quoique contenant deux fois autant d'oxigène que le précédent, il n'entretient pas la combustion. Il est néanmoins susceptible d'être décomposé à une haute température par le phosphore, le charbon, le fer et beaucoup d'autres corps. Il contient la moitié de son volume d'azote et l'autre moitié d'oxigène. Il est à peine soluble dans l'eau ; aussitôt qu'il est en contact avec l'oxigène il se transforme en acide nitreux, qui est rouge (292). On l'obtient en faisant agir de l'acide nitrique sur du mercure ; le métal,

pour se combiner à l'acide et former un nitrate (490) a besoin de s'oxider, ce qu'il fait en enlevant de l'oxigène à une partie de l'acide, ce qui ramène celui-ci à l'état de deutoxide d'azote.

Zircone.

278. Quoique le zirconium n'ait pas l'apparence métallique, son oxide, ou la zircone, a comme les oxides métalliques la propriété de s'unir aux acides et de former des sels, comme l'alumine par exemple.

Cet oxide est blanc, sans odeur ni saveur, insoluble, infusible et indécomposable par la chaleur; il a néanmoins la propriété, lorsqu'il est récemment précipité et qu'il contient encore de l'eau, de noircir d'abord au feu, puis de devenir incandescent comme s'il brûlait.

Il s'extrait d'une pierre communément rougeâtre ou jaunâtre nommée *zircon*, qu'on trouve en petits grains dans des roches granitiques et dans des sables de rivières, par exemple dans l'Expailly, près de Puy-en-Velai. Cette pierre est une combinaison de silice et de zircone avec un peu d'oxide de fer; c'est donc un silicate de zircone. On la fait rougir avec le double de son poids de potasse, cet alcali s'unit à la silice, on lave le tout pour enlever la potasse excédante, on dissout dans l'acide hydrochlorique qui laisse

la silice intacte et forme des chlorures de potassium, de zirconium et de fer; on verse de l'ammoniaque qui précipite la zircone, et l'oxide de ceux-ci sont traités par l'acide oxalique qui dissout le fer et s'unit à la zircone sans la rendre soluble; par la calcination on la sépare de l'acide oxalique : en cet état elle est difficilement attaquable par les acides; mais en recommençant l'opération, et la recueillant après qu'elle est précipitée par l'ammoniaque, elle est au contraire très disposée à se combiner avec eux.

CHAPITRE II.

ACIDES NON MÉTALLIQUES.

Nous avons parlé (265) des caractères généraux des acides, nous allons parler de chacun d'eux.

Acide borique.

279. L'acide borique est solide, sans couleur, sans odeur, d'un goût légèrement acide, rougissant un peu la teinture de tournesol, soluble dans treize fois son poids d'eau bouillante, et seulement dans trente-cinq fois son poids d'eau à 10°, aussi la dissolution bouillante en laisse-

t-elle déposer en cristaux par le refroidissement, et c'est un moyen de le purifier. Il est aussi soluble dans l'alcool et donne à sa flamme une couleur verte. Soumis à une chaleur presque rouge, l'acide borique se ramollit; au-dessus, il se fond complètement.

Le potassium et le sodium absorbent l'oxigène de cet acide et mettent le bore en liberté (36); les autres corps combustibles connus n'ont pas d'action sur l'acide borique; il se combine, comme les autres acides, aux bases salifiables, et forme des borates; il contient 6 atomes d'oxigène sur un de bore.

L'acide borique ne s'emploie que pour analyser les pierres gemmes qui contiennent de la soude ou de la potasse; il les fait facilement entrer en fusion. On l'emploie encore pour faire les borates. Il était autrefois employé en médecine.

On l'extrait du *borax*, qui est une combinaison d'acide borique avec la soude (398). Après avoir pulvérisé ce sel, on le dissout dans six fois son poids d'eau chaude, et on y verse de l'acide sulfurique jusqu'à ce qu'il y en ait un petit excès sensible au papier de tournesol, on remue bien, l'acide sulfurique s'unit à la potasse et met l'acide borique en liberté, celui-ci reste d'abord dissous, mais il se précipite en grande partie par le refroidissement.

Acide carbonique.

280. L'acide carbonique, connu autrefois sous le nom d'*air fixe*, est gazeux, d'une saveur faiblement acide, d'une odeur un peu piquante, rougissant un peu la teinture de tournesol, impropre à la combustion et à la respiration, pesant 2 grammes par litre, tandis que l'air ne pèse que 1gr.3, c'est pourquoi on peut le verser d'un vase dans un autre comme un liquide, pourvu qu'on évite l'agitation; pour le rendre sensible, mettez une bougie allumée au fond d'un vase, et sur ce vase inclinez-en un autre contenant de l'acide carbonique, comme si vous vouliez transvaser de l'eau, bientôt la lumière en s'éteignant manifestera la présence de l'acide carbonique. Sous la pression atmosphérique, le froid ne le liquéfie pas; mais une pression de trente atmosphères le liquéfie, même à la température ordinaire.

Il est indécomposable par la chaleur seule; mais l'hydrogène, le carbone et le fer le décomposent à une température élevée en s'emparant d'une partie de son oxigène, ce qui le ramène à l'état d'oxide de carbone. Le potassium et le sodium le ramènent à l'état de charbon lorsqu'ils sont en quantité suffisante, sinon ils n'en ramènent qu'une partie et absorbent le reste,

ce qui forme du carbonate de potasse ou de soude.

L'acide carbonique est d'autant plus soluble dans l'eau, que la pression est plus forte et la température plus basse; à 100° sous la pression atmosphérique l'eau n'en dissout point; dans le vide, à toute température, elle n'en dissout pas non plus; mais à la température ordinaire elle en dissout à peu près son volume sous la pression atmosphérique, deux fois son volume sous deux pressions atmosphériques, et ainsi de suite. Dans tous les cas cette dissolution exposée à l'air laisse dégager peu à peu le gaz qu'elle contient.

281. La dissolution d'acide carbonique dans l'eau constitue les eaux minérales gazeuses, soit naturelles, soit artificielles; celles de Seltz contiennent par litre $\frac{1}{2}$ litre d'acide carbonique et $\frac{1}{2}$ gramme de carbonate de soude; celles de Spa $\frac{1}{5}$ de litre d'acide et $\frac{1}{8}$ de gramme de carbonate de soude; celles de Pyrmont $\frac{5}{4}$ de litre d'acide carbonique seulement. Les artificielles ne diffèrent pas des naturelles. Quelquefois on les surcharge d'acide carbonique jusqu'à quatre fois leur volume, alors elles deviennent mousseuses.

Pour se procurer l'acide carbonique, soit pour les eaux minérales, soit pour tout autre usage, on pourrait brûler du charbon, calciner du carbonate de chaux; mais ces deux moyens, quoique plus économiques, donnent du gaz impur et

de mauvais goût. Il vaut donc mieux l'obtenir par l'action d'un acide sur le carbonate de chaux, par exemple de l'acide hydrochlorique sur du marbre, de la craie ou des pierres calcaires, l'acide hydrochlorique se combinant avec la chaux forme du chlorure de calcium qui reste dissous et met en liberté l'acide carbonique qui était combiné avec la chaux dans la pierre calcaire. L'appareil propre à cette extraction peut varier de beaucoup de manières. Les appareils, fig. 5 et 6, sont propres à cet usage en faisant arriver le gaz sous une cloche ou dans un gazomètre (128 p.).

Le gaz produit sera en poids à peu près 40 pour 100 du carbonate de chaux employé ainsi pour produire 1000 litres de gaz, qui pèsent 2000 grammes ou 2 k.. Il faudra 5 k. de carbonate de chaux et 10 k. d'acide hydrochlorique; à 5 c. le k. du premier et 20 c. le k. du second, cela fera 2 fr. 25 c. pour 1000 k., qui suffiront pour 125 bouteilles, ce qui fait voir que le prix de l'acide carbonique dans la fabrication des eaux minérales n'est presque rien et que la façon est tout. Pour dissoudre l'acide carbonique dans l'eau, on se sert d'un appareil que nous avons représenté, fig. 8 : *ab* est une pompe de compression, dont nous avons expliqué le jeu (113 p.); le tube *c* communique au gazomètre renfermant l'acide carbonique; celui-ci

est refoulé par la pompe dans le tube *d*, passe sous le cône *e f*; il sort par-dessus, au travers les trous dont il est percé, et se dissout dans l'eau dont le vase *g* est presque plein; l'ouverture *h* est destinée à donner issue à l'air, lorsqu'on remplit le vase d'eau. Lorsqu'on a dissous dans l'eau autant de gaz qu'on le désire, ce qui pourrait aller jusqu'à six fois la capacité du vase, on met la dissolution en bouteille par le robinet *i*, elle s'introduit par le tube *k* au fond de la bouteille, pendant que l'air de celle-ci s'échappe en passant entre le cylindre *l* qui bouche parfaitement la bouteille et le tube *k*, et en soulevant une espèce de soupape *m n*, qu'un ressort tient appliquée sur l'ouverture qui est autour du tube *k o*; a bouteille étant pleine, on la bouche, on la icelle et on la goudronne.

Dans l'action de l'acide hydrochlorique sur le arbonate de chaux, l'acide carbonique s'éiappe, avec une certaine force d'expansion, ons une pression de trente atmosphères : son égagement s'arrêterait, puisque l'acide carboique resterait liquide(280). Mais comme une rce de quatre atmosphères suffit dans la conction des eaux minérales, il est certain qu'on ourrait employer la force d'expansion du gaz le-même pour le dissoudre dans l'eau.

282. Outre les eaux minérales et les nomreuses combinaisons dans lesquelles entre l'a-

cide carbonique, on le trouve encore dans la nature à l'état de gaz. La *grotte du Chien*, près de Pouzzole, dans le royaume de Naples, en offre l'exemple le plus célèbre. On en a raconté des effets merveilleux, en ajoutant la fable à la réalité. L'acide carbonique se dégage de cette grotte, y forme une couche inférieure d'un demi-mètre d'épaisseur, de sorte qu'elle est insuffisante pour asphyxier un homme qui se tient droit ou assis, mais bien un chien ou un homme couché.

Le même effet se produit quelquefois dans les puits ou souterrains qu'on n'a pas visités depuis long-temps, et il serait dangereux d'y descendre sans précaution. La précaution consiste à porter une lumière à une certaine distance devant soi : si elle s'éteint, il y a du danger à avancer plus avant. Pour rendre le lieu abordable, on pourrait y jeter de la chaux vive qui absorberait l'acide carbonique; mais il est plus prompt et souvent plus commode de placer un fourneau à l'ouverture du puits ou souterrain; et lorsque le feu est allumé et que le tirage est établi, on adapte au cendrier un conduit, en le garnissant tout le tour, qui va communiquer dans l'endroit qu'on veut assainir : le courant formé par la combustion force l'acide carbonique de s'échapper en traversant le tube et le foyer. Le même moyen peut s'employer pour assainir un lieu qui ren-

fermerait de l'hydrogène sulfuré, reconnaissable à son odeur d'œufs pourris.

283. L'acide carbonique contient deux atomes d'oxigène sur un de carbone, et a un volume égal à celui de l'oxigène qu'il contient. Ces résultats se prouvent, soit en décomposant l'acide carbonique par le moyen du potassium, soit en faisant passer de l'oxigène dans un tube rouge de porcelaine, contenant du charbon qu'on avait préalablement calciné. On trouve dans cette expérience que l'oxigène, sans changer de volume, se charge d'un poids de carbone qui représente juste un atome pour deux d'oxigène ou 765 pour 2000 (17).

Acide phosphorique.

284. Cet acide est solide, sans couleur, transparent lorsqu'il est fondu, d'un goût très acide et rougissant fortement la teinture de tournesol, d'une pesanteur plus grande que celle de l'eau; il est soluble dans un tiers de son poids d'eau. Cette solution est visqueuse lorsqu'elle est concentrée, elle se fait avec un grand développement de chaleur. L'acide phosphorique a tant d'affinité pour l'eau, qu'il s'empare avec avidité de celui qui est dans l'air, surtout lorsqu'il présente une grande surface, par exemple, lorsqu'il est floconneux. Cette eau y adhère tellement,

que, même à la température rouge, il en conserve vingt pour cent de son poids. Il commence à se fondre au-dessous de la chaleur rouge : à cette chaleur, il est tout-à-fait liquide. Cette fusion ne peut bien s'opérer que dans un vase de platine; car il rend fusible les creusets de terre et attaque l'argent. A une haute température, le charbon le décompose en s'emparant de l'oxigène, et c'est sur ce fait qu'est fondée l'extraction du phosphore; le sodium et le potassium le décomposent également, quelques autres métaux, tels que ceux de troisième classe, le décomposent aussi.

Parmi les moyens d'obtenir l'acide phosphorique, nous n'en citerons que deux ici; plus tard (289) nous en verrons un troisième. Sous une cloche placée sur le mercure, et pleine d'air qu'on a eu soin de dessécher en y faisant séjourner du chlorure de calcium (209), mettez quelques grammes de phosphore dans une capsule, enflammez-le avec une allumette ou un fer rouge, par sa combustion il se formera de l'acide phosphorique qui apparaîtra sous forme de flocons blancs et légers. C'est le seul moyen de l'obtenir bien sec; lorsqu'il a le contact de l'eau, il s'y combine avec tant d'activité et développe tant de chaleur qu'il produit le même bruit qu'un fer rouge. Le second procédé consiste à calciner du phosphate d'ammoniaque, l'ammoniaque se va-

porise et l'acide phosphorique se fond et se vitrifie.

Il contient cinq atomes d'oxigène sur deux de phosphore.

Acide phosphatique.

285. Lorsqu'on expose du phosphore à l'air humide, il se résout en un liquide visqueux très acide en absorbant l'oxigène de l'air, mais en moins grande quantité que pour former de l'acide phosphorique, cet acide a à peu près les mêmes propriétés avec les corps combustibles que l'acide phosphorique ; il se transforme en ce dernier acide par la chaleur ; en laissant dégager de l'hydrogène phosphoré, en se dissolvant avec une quantité égale d'eau, il produit 15° de chaleur ; comme il est toujours uni à de l'eau, ce composé pourrait être considéré comme formé d'acide phosphorique et d'hydrogène sulfuré, car cela formerait les mêmes principes, savoir : hydrogène 9, oxigène 15, phosphore 7 ; on peut aussi le concevoir formé d'acides phosphorique et phosphoreux, d'autant plus qu'en s'unissant aux alcalis et il se transforme en ces deux acides.

Acide phosphoreux.

286. Cet acide qui ne contient que trois atomes

d'oxigène sur deux de phosphore se forme par l'action de l'eau sur le phosphure de chlore (144), par une chaleur modérée l'eau et l'acide hydrochlorique se dégagent et l'acide phosphorique cristallise par le refroidissement. Il contient trois atomes d'oxigène sur deux de phosphore.

Acide hypophosphoreux.

287. Cet acide se forme toutes les fois qu'on dissout un phosphure alcalin dans l'eau ; l'eau se décompose, son hydrogène se dégage à l'état de gaz en entraînant du phosphore ce qui forme de l'hydrogène phosphoré, son oxigène s'unit au phosphore, ce qui l'acidifie partie à l'état d'acide phosphorique, partie à l'état d'acide hypophosphoreux qui restent tous deux unis à l'alcali; si c'est le phosphure de barite qu'on emploie, comme le phosphate de barite n'est pas soluble, l'hypophosphate reste seul en dissolution ; et en versant un peu d'acide sulfurique faible, il se combine avec la barite, et l'acide hypophosphoreux reste seul dans la liqueur. Cet acide s'empare avec avidité de l'oxigène des corps avec lesquels il est en contact, lorsqu'ils en contiennent; il contient trois atomes d'oxigène sur quatre de phosphore.

Acide nitrique.

288. L'acide nitrique, nommé autrefois esprit de nitre, est un des acides les plus employés; étendu d'eau, il se nomme dans le commerce *eau-forte*. On en fait usage pour dissoudre presque tous les métaux, pour détruire les verrues, et pour beaucoup d'autres choses que nous verrons dans la suite.

Lorsqu'on mêle 4 volumes de deutoxide d'azote à 5 d'oxigène, et qu'on met le mélange en contact avec l'eau, ces deux gaz se combinent et forment de l'acide nitrique que l'eau dissout, il y a 2 volumes d'oxigène de reste, et comme les volumes des corps simples sont proportionnels aux atomes, le deutoxide d'azote étant d'ailleurs composé de volumes égaux d'azote et d'oxigène, cela fait 2 atomes d'azote sur 5 d'oxigène absorbés: telle est donc la composition de l'acide nitrique.

L'eau est nécessaire à l'existence de l'acide nitrique, le plus concentré en contient $\frac{1}{6}$ de son poids. Alors il fume à l'air et ne cesse de fumer que lorsqu'il en contient le tiers ou la moitié. Lorsqu'on mêle à l'acide nitrique un corps capable de lui enlever cette eau, tel que l'acide sulfurique très concentré, il se décompose, le deutoxide d'azote et l'oxigène se dégagent. Cet acide se dissout dans l'eau en toute proportion, en

produisant plus ou moins de chaleur : 100 g. d'eau sur 200 g. d'acide concentré produisent une élévation de température de 28°. Le point de l'ébullition de l'acide nitrique varie suivant son degré de concentration : le concentré bout à 86°, une ébullition prolongée l'affaiblit, et la température s'élève jusqu'à 122°; si on l'affaiblit encore en y ajoutant de l'eau, la température d'ébullition, au lieu de continuer à monter, se rapproche de 100° : une chaleur rouge le décompose en acide nitreux et oxigène. La pesanteur spécifique varie également avec le degré de concentration : 48 d'eau avec 52 d'acide pèse 1,376; 16 d'eau avec 84 d'acide pèse 1,498. Le plus concentré se prend en consistance de beurre à un froid de 50°.

289. Un grand nombre de corps combustibles enlèvent à l'acide nitrique une partie de son oxigène, ce qui le transforme en acide nitreux; tous les combustibles non métalliques sont dans ce cas, excepté l'iode, le chlore et l'azote. Avec le charbon, il se produit d'une part de l'acide carbonique, de l'autre du gaz azote plus ou moins oxidé. Avec le phosphore, on obtient de l'acide phosphorique. Pour cela, on met un peu de phosphore dans un flacon *a*, fig. 5, on verse peu à peu de l'acide nitrique par le tube *b*, l'acide phosphorique se produit dans le flacon, et l'oxide d'azote s'échappe par le tube *c*. On peut

le recueillir en introduisant ce tube sous un bocal sur la cuve à mercure (126 p.)

290. Cet acide agit sur les métaux de diverses manières. Sur le chrôme, le tungstène, le colombium, le titane, le cérium, l'osnium, le rhodium, le platine, l'or et l'iridium, il est sans action; l'étain en absorbe l'oxigène et se précipite à l'état d'oxide blanc; l'action est très vive, il se produit beaucoup de chaleur, l'étain décompose en même temps l'eau, ce qui met de l'hydrogène en liberté; celui-ci se combine avec l'azote de l'acide décomposé, ce qui forme de l'ammoniaque qui s'unit à l'acide nitrique non décomposé : il en résulte du nitrate d'ammoniaque. Les métaux acidifiables, arsénic, molybdène, antimoine, urane, produisent les mêmes phénomènes, en formant des acides métalliques; mais ceux qui sont solubles, au lieu de se déposer, restent dissous dans la liqueur. Le fer agit en partie à la manière de l'étain, en produisant du peroxide rouge; en partie à la manière du cuivre, en produisant du nitrate de fer. Les autres métaux, en absorbant l'oxigène de l'acide, produisent un peu de nitrate d'ammoniaque, comme l'étain; mais leur oxide, au lieu de se déposer, s'unit à l'acide et forme un nitrate.

291. Pour obtenir l'acide nitrique, on met dans une cornue,

En poids,		En atomes,
2533g,8 nitr. de potas.	=	1 potas. + 2 ox.
		2 azote + 5 ox.
1002g,4 acide sulfur.	=	2 soufre + 6 ox.

Mais comme l'acide sulfurique contient toujours de l'eau, si on emploie de l'acide pesant 1,5, comme il ne contient que la moitié de son poids d'acide réel, il faut en employer 2000 gr. au lieu de 1002 gr. L'acide sulfurique et la potasse forment du sulfate de potasse, et l'acide nitrique, mis en liberté, reste dans la liqueur. On soumet le tout à une forte chaleur, en introduisant le col de la cornue dans un récipient, l'acide nitrique se distille et se condense dans celui-ci. Les doses ci-dessus doivent produire en théorie une quantité d'acide nitrique = 2 azote + 5 oxigène = 1354 g., ce qui ferait 1700 g. d'acide contenant $\frac{1}{4}$ d'eau (288) : dans la pratique on n'en obtient que 1400 et souvent moins.

L'acide ainsi extrait contient de l'acide nitreux, un peu de chlore et d'acide sulfurique; pour le rendre très pur, on y ajoute un peu de nitrate d'argent, ce qui forme du chlorure d'argent qui se précipite et du sulfate d'argent; on distille; les premières parties distillées contiennent tout l'acide nitreux, on les sépare : lorsque le liquide passe incolore, c'est de l'acide pur, les corps étrangers restent dans la cornue.

Dans les arts, on substitue à la cornue des cy-

lindres de fonte, et on retire à chaque opération le sulfate de potasse qui s'est formé. Si on augmente la dose d'acide sulfurique et qu'on ajoute de l'alumine, le résidu, au lieu d'être du sulfate de potasse, sera de l'alun (432).

292. *Acide nitreux.* Cet acide est formé de deux atomes d'oxigène sur un d'azote; il est jaune, se gèle à —40°, bout à 28°, pèse 1,45 : l'eau le décompose; il se forme de l'acide nitrique qui se dissout, et du deutoxide d'azote. Le deutoxide d'azote, en contact avec l'oxigène, s'en empare et se transforme en acide nitreux; il attaque les matières végétales, animales et les métaux; avec l'acide sulfurique concentré il forme des cristaux blancs que l'eau décompose. Cet acide s'obtient en distillant du nitrate de plomb.

293. *Acide hyponitreux.* Cet acide se compose de trois atomes d'oxigène sur deux d'azote; il se forme en mêlant 400 parties en volume de deutoxide d'azote et 100 d'oxigène, et agitant le mélange avec une dissolution alcaline, les deux gaz se combinant, forment l'acide qui s'unit à l'alcali. On ne peut l'obtenir isolé, lorsque, dans l'hyponitrite précédent, on verse un acide qui s'empare de la potasse. L'oxigène et le deutoxide d'azote se séparent.

Acide sulfurique.

294. Cet acide résulte de l'union de trois

atomes d'oxigène à un de soufre; mais on ne peut l'obtenir directement sans eau. Pour l'obtenir sec ou anhydre, il faut distiller dans une cornue de grès du sulfate de fer sec (446), l'acide sulfurique contenu dans ce sel passe dans le récipient. On obtient ainsi un liquide formé d'acide sulfurique hydraté, contenant de l'acide sulfurique sec et de l'acide sulfureux. Ce liquide se nomme acide sulfurique de Nordhausen, parce qu'on le fabrique dans cette ville. Si on le chauffe légèrement dans une cornue dont on introduit le col dans un tube recourbé, dont l'autre extrémité est terminée par une ouverture capillaire, pour garantir l'intérieur du contact de l'air, et qu'on tienne ce tube dans l'eau à la glace, il se condensera dans l'intérieur un corps cristallin blanc, c'est l'acide sulfurique anhydre. Cet acide fond à 25° et se vaporise un peu au-dessus; il pèse 1,57. Cet acide ainsi que celui de Nordhausen, d'où on l'extrait, dissout l'indigo plus facilement que l'acide sulfurique ordinaire, et la dissolution est rouge au lieu d'être bleue.

L'union de cet acide avec l'eau donne lieu à un grand dégagement de chaleur, et une fois qu'il s'en est emparé, on ne peut plus l'en séparer sans l'unir à quelque oxide. La plus grande concentration qu'on puisse obtenir, c'est de ne laisser que 18 pour 100 d'eau. A cet état, l'acide pèse 1,842, il porte le nom d'acide concentré;

il tend encore avec beaucoup de force à s'unir à une nouvelle quantité d'eau, et s'empare de celle de l'air : il est sans couleur et d'une consistance oléagineuse, mais de très légères impuretés le rendent jaunâtre. On peut le distiller sans le décomposer; mais si on fait passer la vapeur dans un tube étroit, à une température rouge-blanc; il se transforme 2 volume de gaz sulfureux et 1 d'oxigène, outre l'eau qu'il contenait, ce qui, d'après la composition de l'acide sulfureux (299), revient à 1 atome de soufre sur 3 d'oxigène, comme nous l'avons déja énoncé. Sa pesanteur spécifique varie suivant la quantité d'eau qu'il contient, comme on le voit dans les deux tables suivantes : la deuxième contient les densités auxquelles on emploie l'acide le plus souvent.

GRAMMES d'acide réel contenu dans un kilog.	PESANTEUR spécifique.
800	1.826
700	1.713
600	1.609
500	1.488
400	1.363
300	1.262
200	1.166
100	1.079

GRAMMES d'acide réel contenu dans un kilog.	PESANTEUR spécifique.
500	1.488
510	1.498
520	1.509
530	1.521
540	1.533
550	1.545
560	1.557
570	1.570
580	1.583
590	1.596
600	1.609

Le volume de l'acide sulfurique à 0° est les $\frac{945}{1000}$ de son volume à 100°. L'acide sulfurique se congèle à 12°, ce degré s'élève à mesure qu'on ajoute de l'eau : lorsqu'il en contient $\frac{1}{4}$ de l'acide réel il se gèle à 7°. Si on en ajoute davantage ce degré s'abaisse de nouveau. Dans le mélange d'eau et d'acide il se produit plus ou moins de chaleur suivant les doses qu'on emploie et la concentration de l'acide; lorsqu'on emploie de l'acide concentré pour obtenir la plus forte chaleur il faut mêler 2 d'eau à 5 d'acide; on obtient plus de 120° en partant de 10°, si l'on opère sur une assez grande masse 3 *k.* par exemple.

295. Les combustibles non métalliques excepté l'azote, le chlore et l'iode, à une température élevée enlèvent à l'acide sulfurique son oxigène en tout ou en partie suivant les proportions qu'on emploie et la température. A 120° le charbon le ramène à l'état d'acide sulfureux ou se transformant lui-même en acide carbonique; le soufre opère la même transformation, en se changeant lui-même en acide sulfureux. En contact avec des matières végétales ou animales, cet acide les charbone et se colore en jaune plus ou moins foncé : les corpuscules qui flottent dans l'air suffisent pour jaunir l'acide sulfurique lorsqu'on ne le couvre pas.

296. Les métaux qui résistent à l'acide nitrique (290) résistent également à l'acide sulfu-

rique ; il en est de même du palladium et de l'urane. Les autres en sont attaqués à une température plus ou moins élevée ; mais l'acide étendu d'eau les attaque plus facilement que l'acide concentré, parce que l'eau en se décomposant, fournit au métal l'oxigène nécessaire pour l'oxider et l'hydrogène se dégage (34). L'acide concentré n'agit qu'à l'aide de la chaleur, et alors il fournit lui-même au métal l'oxigène nécessaire en se réduisant à l'état d'acide sulfureux.

297. La formation de l'acide sulfurique est fondée sur la propriété qu'il a de former avec l'acide nitreux des cristaux (292). La formation de ces cristaux exige la présence d'un peu d'eau ; mais une plus grande quantité d'eau les décompose. L'acide nitreux a également la propriété de former ces cristaux lorsqu'il est en présence des élémens nécessaires pour former l'acide sulfurique, en déterminant l'union de ces élémens. Cela posé, si on mêle dans un ballon ou espace quelconque de l'acide nitreux, de l'acide sulfureux, de l'oxigène ou de l'air et un peu de vapeur d'eau, il se formera les cristaux dont nous venons de parler ; mais s'ils viennent à rencontrer une plus grande quantité d'eau, ils se décomposent en acide sulfurique qui se dissout et en acide nitreux qui peut produire de nouveau les mêmes phénomènes : telle est la manière dont on fabrique l'acide sulfurique.

On emploie des chambres de plomb qui ont communément 8 mètres de long et de large sur 5 de hauteur; elles sont formées de lames de plomb, soudées les unes aux autres et soutenues par des appendices de plomb clouées à une charpente de bois; elle doit être isolée de toutes parts, afin de pouvoir la visiter, et reboucher les trous qui peuvent s'y former. On couvre le sol d'eau, et à quelques décimètres de hauteur, est une plaque horizontale de fonte, munie de rebords, posée sur un fourneau dont la porte et la cheminée sont en dehors. Sur cette plaque, on place un mélange de 50 kil. de soufre et 1 kil. de sel de nitre pulvérisés pour une chambre de 250 mètres cubes. On ferme la chambre, le fourneau échauffe la plaque, et le mélange prend bientôt feu. En même temps on introduit de la vapeur d'eau au moyen d'un conduit partant d'une chaudière couverte et aboutissant dans la chambre. Le soufre, en brûlant, absorbe d'un côté l'oxigène de l'air et en partie celui de l'acide nitrique que contient le nitrate. Par là, il se transforme en acide sulfureux, et l'acide nitrique en acide nitreux. Ces deux acides se mêlant à la vapeur d'eau, il se forme les cristaux dont nous avons parlé. Ces cristaux se précipitant dans l'eau sur le sol de la chambre, sont décomposés; l'acide sulfurique se dissout et l'acide nitreux se dégage, et rencontrant de nouveau dans l'atmos-

phère de la chambre du gaz sulfureux, de l'oxigène et de la vapeur d'eau, le même phénomène se reproduit jusqu'à ce que tout l'acide sulfureux que contient la chambre soit transformé en acide sulfurique, ce qui arrive au bout de deux ou trois heures. Alors on recommence la même opération jusqu'à ce que l'eau qui recouvre le sol de la chambre ait acquis une pesanteur spécifique de 1,374. Alors on change cette eau et on recommence.

Dans quelques fabriques, on se procure de l'acide nitreux par l'action de l'acide nitrique sur l'amidon (604), et on fait rendre cet acide nitreux dans la chambre en même temps que l'acide sulfureux, les effets sont les mêmes; de plus, on obtient de l'acide oxalique (604).

L'acide, tel qu'il sort des chambres, n'est pas assez concentré, et contient de l'acide sulfureux, de l'acide nitrique et un peu de sulfate de plomb. On le transporte dans des chaudières de plomb, et on l'entretient assez chaud pour qu'il s'en élève de fortes vapeurs, jusqu'à ce qu'il ait une pesanteur de 1,6 (55° 6); alors on le met dans des cornues de grès, et on le fait bouillir jusqu'à ce qu'il pèse 1,82 (66° 6), et on recueille les vapeurs dans un récipient où elles se condensent; c'est un mélange d'acides sulfurique, nitrique, sulfureux, et d'eau. Alors il est assez pur pour le commerce; mais il contient du sulfate de

plomb. On l'en débarrasse par la distillation, pour l'employer aux opérations chimiques. Pour cette distillation, on doit mettre quelques fragmens de verre dans la cornue, sans quoi l'ébullition a lieu par secousses.

L'acide sulfurique s'emploie pour obtenir presque tous les autres acides, pour la fabrication des soudes artificielles (406), pour l'alun (434) dans la teinture (755), le tanage (833) et une foule d'autres usages.

298. *L'acide hyposulfurique* peut être considéré comme résultant de la combinaison d'un atome d'acide sulfurique avec un d'acide sulfureux, car il contient 2 atomes de soufre sur 5 d'oxigène ; il est sans usages.

299. *Acide sulfureux.* C'est l'acide qui se forme par la combustion du soufre et dont tout le monde connaît l'odeur suffocante à la température ordinaire ; il est gazeux et pèse un peu plus du double de l'air atmosphérique ; il se liquéfie à 10° en un liquide pesant 1,45. Ce liquide par conséquent se vaporise très facilement, si on en met sur une éponge enveloppant la boule d'un thermomètre et qu'on mette le tout dans le vide ; son évaporation produit un froid (540 p.) de plus de 60°.

Le charbon et l'hydrogène sont susceptibles d'enlever l'oxigène à l'acide sulfureux à l'aide d'une haute température ; la plupart des métaux

facilement oxidables peuvent produire le même effet en s'unissant en même temps au soufre qui est mis en liberté. L'hydrogène sulfuré lorsqu'il est humide, se combine subitement avec l'acide sulfureux et il en résulte du soufre et de l'eau.

L'eau dissout 37 fois son volume d'acide sulfureux; elle acquiert par là l'odeur de cet acide et rougit comme lui la teinture de tournesol; la chaleur en dégage tout l'acide; elle agit avec lenteur sur le manganèse, le zinc et le fer, il en résulte un hyposulfite (415). Ce gaz est composé d'un atome de soufre et de deux d'oxigène et contient un volume d'oxigène égal au sien, ce que l'on constate en faisant brûler du soufre dans de l'oxigène et absorbant par un alkali l'acide sulfureux qui en résulte.

300. On peut se procurer l'acide sulfureux par l'action de l'acide sulfurique sur le mercure, le zinc, ou le charbon; mais dans les arts on se le procure ordinairement par la combustion du soufre : on l'emploie pour blanchir la soie (713), la laine, la gélatine, pour enlever les taches de fruit, et contre les maladies de peau.

301. *L'acide hyposulfureux* peut être considéré comme composé d'un atome de soufre et un d'acide sulfureux, car il contient 1 atome de soufre sur 1 d'oxigène. On ne peut l'obtenir qu'uni aux bases salifiables.

*302. *L'acide sélénique* se forme par la com-

bustion du sélénium dans l'oxigène. Sa composition résulte d'un atome de sélénium sur 2 d'oxigène ; il est sans usages.

303. *L'acide chlorique* se compose de deux atomes de chlore sur 5 d'oxigène, on l'obtient en versant de l'acide sulfurique dans du chlorate de baryte (499); celui-ci forme du sulfate de baryte insoluble, et l'acide chlorique reste dans la liqueur; avec de l'eau de baryte on s'assure qu'il n'y a pas d'acide sulfurique en excès, on en précipite cet excès s'il existe. Cet acide reste uni à l'eau, il est impossible de le dessécher sans le décomposer.

304. *L'acide chlorique oxigéné*, contient cinq atomes d'oxigène sur deux de chlore. On l'obtient en distillant un mélange de chlorate oxigéné de potasse (495), avec moitié de son poids d'acide sulfurique ; il se distille d'abord de l'eau, et bientôt après l'acide en question qui se manifeste sous forme de vapeurs blanches; un peu de baryte le purge de quelques parcelles d'acide sulfurique, et un peu d'oxide d'argent, de quelques parcelles d'acide hydrochlorique, ou de chlore. On ne peut pas plus le dessécher que le précédent.

305. L'*acide iodique* se compose de deux atomes d'iode sur cinq d'oxigène, on l'obtient en faisant arriver de l'oxide de chlore sec (274) sur de l'iode en poudre, l'iode s'empare de l'oxi-

gène de l'oxide, et le chlore se combine avec une autre partie de l'iode, il en résulte donc un mélange d'acide iodique et de chlorure d'iode (148); on vaporise le dernier par la chaleur et on obtient l'acide sous forme solide, blanc et un peu transparent, et très soluble dans l'eau. Il attaque presque tous les métaux, même l'or et le platine.

306. L'*acide silicique* ou *silice* est blanc, sans odeur ni saveur, ni action sur le tournesol, parce qu'il est insoluble; il est infusible seul, mais le devient par son union aux alcalis (507). Quelquefois ce corps joue le rôle de base salifiable, mais plus souvent celui d'acide; c'est pourquoi nous le mettons avec ces derniers. Il contient trois atomes d'oxigène sur un de silice; l'acide fluorique seul l'attaque (132).

C'est cet acide qui constitue le cristal de roche, le sable, l'agathe, la cornaline, le silex, l'opale et presque toutes les pierres précieuses. Lorsqu'on veut extraire de la silice pure du sable ou des cailloux, on les pulvérise, on les fond avec la potasse ou la soude dans un creuset. Par là, ils deviennent solubles dans l'eau : on verse un acide dans cette dissolution, la silice se précipite à l'état gélatineux, retenant une quantité notable d'eau. Nous verrons les usages de la silice à l'article des silicates.

CHAPITRE III.

OXIDES MÉTALLIQUES.

307. Nous distribuerons les oxides métalliques en six classes, correspondantes aux six classes des métaux (chap. III); c'est même sur leur affinité pour l'oxigène qu'a été fondée cette classification (61), et nous avons énoncé alors que les oxides des deux dernières classes sont seules réductibles à l'état métallique par la simple action de la chaleur. Quoique les autres ne se réduisent pas à l'état métallique par la chaleur, il en est plusieurs qu'elle peut ramener à un moindre degré d'oxidation; tels sont les deutoxides de calcium, strontium, zinc, nikel, les tritoxides de cuivre, de plomb, qui se désoxident en partie au-dessous de la chaleur rouge; d'autres, les deutoxides de barium, sodium, urane, cobalt, cuivre, plomb, etc., ne se désoxident qu'au-dessus de la chaleur rouge, et se réduisent à l'état de protoxide; mais ces protoxides eux-mêmes reviennent à l'état de deutoxides en présence de l'oxigène, à une température peu inférieure au rouge; telle est la manière de se procurer le deutoxide de barium (317). Le con-

tact de l'hydrogène à une haute température réduit les oxides des quatre dernières classes par son affinité avec l'oxigène. Le carbone réduit encore un plus grand nombre d'oxides, et c'est de lui qu'on se sert le plus souvent ; il n'y a que les oxides de la première classe et ceux de barium, strontium, calcium, lithium, qui lui résistent. Cela se fait communément dans un creuset : on mêle l'oxide à du charbon en poudre, la chaleur réduit le métal, le fond, et il se rassemble en culot au fond du creuset (livre VI); le phosphore et le soufre réduisent aussi un grand nombre d'oxides métalliques, en donnant lieu à des phosphures ou sulfures. Le chlore sec attaque les oxides de la deuxième classe, s'empare du métal en chassant l'oxigène; mais, par l'intermède de l'eau, il se forme conjointement des chlorures et des chlorates, comme nous l'examinerons (495).

ARTICLE Ier.

Oxides de la première classe ou oxides terreux.

Les terres qui font le sujet de cet article n'ont pas encore été décomposées (62), et on ne les nomme oxides que par l'analogie de leurs propriétés avec celles des oxides.

308. *Alumine.* Cette terre constitue avec la

silice toutes les argiles, elles en contiennent généralement $\frac{1}{3}$, quelquefois plus, quelquefois moins (509); à l'état de pureté, elle constitue le saphir, le rubis, le corindon, etc. : elle est blanche, insoluble dans l'eau, mais elle fait pâte avec elle, et cette pâte prend une grande dureté au feu, comme les argiles (510 et suiv.). Pour se procurer l'alumine pure, les chimistes l'extraient de l'alun (432), en y versant de l'ammoniaque qui s'empare de l'acide sulfurique, et l'alumine se précipite sous forme de gelée : on se la procure aussi en poudre blanche, en calcinant l'alun dans un creuset, pourvu que ce sel contienne de l'ammoniaque et non de la potasse (432). Mêlée à la silice, cette terre a de nombreux usages que nous détaillerons à l'article des silicates. On l'emploie aussi à la fabrication de l'alun.

509. L'*yttria* ressemble à l'alumine, s'extrait d'un minérai d'Ytterby, nommé *gadolinite*, par le moyen de l'acide nitrique : elle est rare et sans usage.

310. La *glucine* est encore une terre semblable à l'alumine; c'est elle qui fait la base de l'émeraude (518), d'où on l'extrait par l'action successive de la potasse, de l'eau, de l'acide hydrochlorique, du carbonate d'ammoniaque et du feu : elle est sans usage.

311. *Magnésie.* Cette terre est très douce

au toucher, elle a l'apparence de l'alumine et en partie ses propriétés, elle absorbe l'acide carbonique à la température ordinaire et l'abandonne à une température élevée. Elle se trouve dans la nature combinée aux acides carbonique, nitrique, sulfurique. On l'extrait du sulfate en y versant de la potasse ou de la soude. On l'emploie en médecine contre les aigreurs et comme contre-poison des acides : elle a comme les alcalis la propriété de verdir le sirop de violettes.

ARTICLE II.

Oxides alcalins.

312. *Chaux* ou *protoxide de calcium.* La chaux, connue de tout le monde, est solide, blanche et très caustique; elle verdit fortement le sirop de violettes et rougit le curcuma : elle pèse 2,3; inaltérable au feu, absorbant facilement l'acide carbonique, aussi l'emploie-t-on pour enlever cet acide à la potasse et à la soude, et les rendre caustiques.

La chaux est peu soluble dans l'eau; mais plus à froid qu'à chaud. A 0°, elle en dissout $\frac{1}{655}$; à 16°, $\frac{1}{770}$; à 54°, $\frac{1}{972}$; à 100°, $\frac{1}{1270}$. Aussi lorsqu'on fait chauffer de l'eau de chaux, elle se trouble d'abord, et bientôt le vase se tapisse de petits cristaux; si on veut obtenir ces

cristaux plus gros et plus réguliers, on soumet l'eau de chaux à l'évaporation, sous le récipient d'une machine pneumatique, en mettant à côté une capsule d'acide sulfurique concentré. L'eau se vaporise, l'acide sulfurique l'absorbe, et la chaux se dépose en cristaux cubiques.

Lorsqu'on verse peu d'eau sur la chaux ou bien qu'on en plonge un morceau dans l'eau et qu'on le retire à l'instant, l'eau est absorbée, et bientôt après, la chaux se fend, exhale des vapeurs, s'échauffe jusqu'à enflammer la poudre, et peu à peu se réduit en poussière; alors elle est encore susceptible d'absorber de l'eau avec un léger sifflement. Si ensuite on la dessèche un peu au-dessus de la chaleur de l'eau bouillante, elle retient encore $\frac{1}{4}$ de son poids d'eau, et porte le nom d'hydrate de chaux ou *chaux éteinte*. La chaux vive, exposée à l'air, se réduit aussi à l'état d'hydrate, en raison de l'humidité qu'il contient : cet hydrate s'empare avec le temps de l'acide carbonique, à moins qu'on ne le tienne enfermé.

On se procure la chaux dans les laboratoires en calcinant du marbre blanc dans des creusets; mais en grand on emploie des pierres calcaires, les plus à portée des localités. On en opère la calcination tantôt dans des fours de réverbère (585), alors la pierre n'est pas mêlée avec le charbon; plus souvent dans des fourneaux qui ont inté-

rieurement la forme d'un cône renversé ou entonnoir, dont la hauteur et la largeur ont de deux à quatre mètres. A la partie inférieure du cône, sont ménagées deux ouvertures par lesquelles on retire la chaux : le travail est continu, et à mesure qu'on retire la chaux par le bas, celle qui est dans le fourneau descend, et on le remplit de nouveau avec de la pierre à chaux et de la houille qu'on mêle le plus uniformément possible, dans le rapport d'un hectolitre de houille pour quatre ou cinq de pierre.

Le qualité de la chaux varie suivant la qualité de la pierre qu'on emploie et le degré de cuisson. Si la pierre est du carbonate de chaux presque pur, la chaux qu'on obtient est très grasse; elle est plus économique pour les constructions, parce qu'on en emploie moins à proportion pour faire le mortier. Si la pierre à chaux contient de la silice, il faut éviter avec soin de la faire trop cuire, cela détermine une demi-vitrification, et l'eau n'a plus d'action sur la chaux. Si la pierre à chaux est argilleuse, c'est-à-dire si elle contient de l'alumine, elle donnera une chaux qu'on appelle *maigre*, parce qu'on ne peut pas y ajouter autant de sable dans la confection du mortier : elle est par là moins économique, mais elle donne un mortier plus solide, surtout pour les constructions dans l'eau ou sous terre, car il a la propriété de se durcir dans l'humidité;

ce qui l'a fait nommer mortier *hydraulique*. Lorsqu'on a de la pierre à chaux non argilleuse, on peut néanmoins en obtenir du mortier hydraulique, en la faisant moins cuire : au lieu de 4 ou 5 hectolitres de pierres sur un de houille, il en faut mettre 7. On obtient aussi de l'excellente chaux hydraulique, en mêlant une terre marneuse, c'est-à-dire calcaire, avec une terre argilleuse, mettant le mélange en briquettes qu'on laisse sécher et qu'on calcine ensuite comme de la pierre à chaux. Il y en a une fabrique semblable auprès de Paris.

313. Le *deutoxide de calcium* s'obtient comme celui de strontium.

314. La *strontiane*, assez semblable à la chaux, mais moins blanche, ressemble encore plus par toutes ses propriétés à la barite, avec laquelle elle a été long-temps confondue, de sorte que son histoire est la même. Voyez (856) les moyens de les distinguer.

315. Le *deutoxide de strontium* s'obtient en versant une dissolution de strontiane dans de l'eau oxigénée (270), contenant dix fois son volume d'oxigène ; il se dépose en paillettes nacrées, qu'on lave et qu'on dessèche en le pressant dans du papier sans colle : il est presque insoluble.

316. La *barite* est blanche, verdit fortement le sirop de violette et rougit le curcuma, pèse un

peu plus de 4 : l'eau en dissout $\frac{1}{20}$ à 0° et $\frac{1}{10}$ à 100°. Cet oxide produit dans son contact avec l'eau les mêmes phénomènes que la chaux, s'obtient en calcinant le nitrate de barite (473).

317. Le *deutoxide de barium* s'obtient en exposant la barite à une chaleur presque rouge au contact de l'oxigène pur jusqu'à ce qu'elle cesse d'en absorber.

318. La *lithine* est un alcali analogue aux précédens, contenu en petite quantité dans les pierres nommées tourmalines et quelques autres, très rares : remarquable en ce que, à poids égal, elle sature deux fois et demie autant d'acide que la potasse.

319. La *potasse* ou protoxide de potassium est blanche, verdit fortement la violette et rougit le curcuma : fusible à la chaleur rouge; même au-dessous, si elle contient de l'eau ; elle a tant d'affinité pour l'eau, qu'elle absorbe celle de l'air et se liquéfie ; la chaleur rouge ne la dissipe pas complettement, mais elle en conserve $\frac{1}{5}$ de son poids ; aussi, en chimie, lorsqu'on veut l'obtenir pure, on ne le peut qu'en exposant le potassium en lames minces au contact de l'oxigène ; mais dans les arts on l'emploie toujours à l'état d'hydrate, c'est-à-dire unie à une certaine quantité d'eau ; au contact de l'air, elle absorbe en même temps que l'humidité l'acide carbonique, et se réduit à l'état de carbonate ou

sous-carbonate (404). Elle a un très grand nombre d'usages : on l'emploie dans la confection du savon mou (677), du cristal (523), du nitre (475), de l'alun (452).

On se la procure en l'extrayant du carbonate de potasse (404). Pour cela, on fait bouillir celui-ci avec son poids de chaux vive et douze fois son poids d'eau; la chaux s'empare de l'acide carbonique et forme du carbonate de chaux insoluble ; on filtre, et la liqueur retient en dissolution la potasse non carbonatée qu'on nomme potasse caustique, plus une petite quantité de chaux. On vaporise l'eau à grand feu jusqu'à siccité, on fond le résidu et on le coule en plaques sur un marbre ou en bâtons, et on le conserve à l'abri du contact de l'air; en cet état, elle porte le nom de *pierre à cautère* ou potasse à la chaux ; elle contient encore un peu de chaux, du carbonate de potasse qui s'est formé par le contact de l'air pendant toute la manipulation, et quelques sels que contenait le carbonate. Si on la désire pure, il faut d'abord employer du carbonate très pur qu'on obtient en calcinant du salpêtre avec de la crème de tartre, et lorsqu'on a vaporisé jusqu'à consistance syrupeuse seulement; on laisse descendre la température à 50°, et on agite le tout dans de l'alcool à $\frac{85}{100}$ (323 p.), qui ne dissout que la potasse, on décante avec soin, on vaporise l'alcool d'abord

dans une cornue de verre, en recueillant l'alcool dans un récipient qu'on rafraîchit; lorsqu'on en a recueilli les trois quarts, on calcine et on fond le résidu dans une bassine d'argent, en évitant autant qu'on peut le contact de l'air, on la coule dans une capsule de cuivre bien propre; lorsqu'elle est prise, on la concasse et on la conserve à l'abri du contact de l'air, alors elle porte le nom de *potasse à l'alcool.*

320. Le *peroxide de potassium* est d'un jaune verdâtre, s'obtient en exposant la potasse à une haute température au contact de l'oxigène. Sans usage.

321. La *soude* est très analogue à la potasse; elle a les mêmes propriétés; elle s'en distingue en ce qu'elle sature à poids égal $\frac{1}{4}$ d'acide de plus; elle forme un carbonate qui ne se liquéfie point à l'air; elle forme des savons qui sont durs au lieu d'être mous. Elle s'obtient comme la potasse, et peut la remplacer dans tous ses usages, excepté pour le salpêtre et le cristal; car, avec la soude, on n'est pas encore parvenu à obtenir ce dernier parfaitement transparent.

322. Le *deutoxide de sodium* s'obtient comme celui de potassium.

ARTICLE III.

Oxides de la troisième classe (307).

323. Le *protoxide de manganèse* est blanc. On l'obtient à l'état d'hydrate en versant de la potasse dans du sulfate de protoxide de manganèse (444). On peut l'obtenir sec en calcinant le peroxide (325) dans un creuset, après l'avoir recouvert de charbon. Si on le calcine sans charbon, on le ramènera seulement à un degré d'oxidation intermédiaire entre le protoxide et le deutoxide. Sans usage.

324. Le *deutoxide* qui est brun, s'obtient en exposant à l'air le précédent, ou le peroxide après l'avoir calciné, ou bien en chauffant le nitrate de manganèse jusqu'au rouge sombre. Sans usage.

325. Le *peroxide* de manganèse est brun-noirâtre, connu dans le commerce sous le nom de manganèse ; il se trouve très abondamment dans divers pays, notamment à Romanèche (Saône-et-Loire), à Saint-Diez (Vosges), à Thiviez (Dordogne), en Bohême, Saxe, etc. On le trouve en masses tantôt brillantes et aiguillées, tantôt d'un noir terne.

On l'emploie principalement dans la fabrication du chlore (54) ; quelquefois en teinture,

à l'état de chlorure (215); et dans les verreries : il blanchit le verre (523), lorsqu'il y entre en petite quantité; mais en plus grande quantité, il lui donne une teinte violette qui peut aller jusqu'au noir.

526. Outre ces trois oxides qui contiennent respectivement 2, 3, 4 atomes d'oxigène, il en existe un quatrième qui en contient six atomes, mais qu'on ne peut obtenir isolé; il doit être considéré non comme oxide, mais comme un *acide manganésique*, puisqu'il neutralise la soude et la potasse par l'action desquelles il se forme.

Lorsqu'on calcine de la potasse avec du peroxide de manganèse, le mélange absorbe de l'oxigène. Le maximum d'absorbtion a lieu lorsque ces deux oxides sont en quantités égales. Dans ce cas, le composé qui en résulte se dissout dans l'eau et lui donne une teinte rouge. Ce composé est sans action sur le curcuma, ce qui prouve que la potasse est neutralisée. La dissolution concentrée laisse déposer des cristaux d'un violet foncé. Si on met un excès de potasse, la liqueur devient successivement pourpre, indigo, bleue et verte, ce qui lui a fait donner le nom de *caméléon minéral*. Il doit être considéré comme un manganisiate de potasse.

327. L'oxide de zinc est blanc, indécomposable par la chaleur, difficilement fusible, insoluble dans l'eau, mais très soluble dans l'ammo-

niaque, facilement réductible par le moyen du charbon. On l'obtient en l'exposant à l'air à une température voisine de la chaleur rouge : Il se forme en flocons si légers, qu'ils voltigent dans l'air. On l'obtient aussi à l'état d'hydrate en versant de la potasse dans un sel de zinc (856). Il se compose de 2 atomes d'oxigène sur 1 de métal.

En versant de l'eau oxigénée dans du nitrate de zinc, puis saturant en partie l'acide nitrique par une faible dissolution de potasse, le tout à une basse température, il se dépose un oxide de zinc, contenant deux fois autant d'oxigène que le précédent.

328. Le *protoxide de fer* est blanc lorsqu'il contient un peu d'eau. On n'en a point encore obtenu qui en fût complettement privé. A l'air, il absorbe rapidement l'oxigène, et devient successivement vert et jaune. On l'obtient en versant de la potasse dans un sel de protoxide de fer (856), et lavant le précipité à l'abri du contact de l'air : il contient deux atomes d'oxigène sur un de métal.

329. Le *peroxide de fer* est rouge, plus fusible que le fer : il porte le nom de *colcothar* ou rouge d'Angleterre. On se le procure en calcinant du sulfate de fer ou couperose (446) : l'acide sulfurique cède une partie de son oxigène à l'oxide que contient le sel, ce qui amène cet

oxide à l'état de peroxide, qui contient 3 atomes d'oxigène sur un de métal.

Le peroxide de fer est très abondant dans la nature ; c'est lui qui constitue plusieurs mines de fer, désignées sous le nom de fer oligiste : il existe à l'île d'Elbe où il est exploité depuis plusieurs siècles, en Suède, au Brésil, etc.

On emploie le colcothar pour polir les glaces et diverses autres matières : les rouges-jaunes, bruns-rouges, qu'on emploie en peinture sous le nom de rouge de Prusse, ocres, rouge minéral, ne sont autre chose que des terres colorées par l'oxide de fer ; celles qui sont jaunes deviennent rouges par l'action du feu.

Outre les oxides précédens, il en existe un intermédiaire, qu'on nomme quelquefois deutoxide et plus souvent *oxide magnétique*. Sa composition est telle, qu'il semble résulter de l'union d'un atome de protoxide à deux de peroxide ; il se dissout dans les acides, et la potasse versée peu à peu dans la dissolution en précipite d'abord du peroxide et ensuite du protoxide. Cet oxide est aussi abondant dans la nature que le précédent. On le nomme oxide magnétique, parce qu'il est sensible à l'aimant, et que souvent celui qu'on trouve est tout aimanté, c'est ce qu'on nomme *aimant naturel*.

330. Le *protoxide d'étain* est gris foncé, lorsqu'il est privé d'eau, mais blanc, lorsqu'il

est encore uni à une partie de ce liquide, insoluble dans l'eau, combustible comme de l'amadou lorsqu'on l'expose à l'air à une température élevée. On l'obtient en versant de l'ammoniaque ou de la potasse dans une dissolution de protochlorure d'étain (218). Il contient 2 atomes d'oxigène. Il est sans usage.

331. Le *deutoxide d'étain* contient deux fois autant d'oxigène que le précédent : il est blanc, fusible et insoluble dans l'eau, un peu soluble dans l'ammoniaque; on peut l'obtenir en faisant brûler celui-ci, comme nous l'avons dit ci-dessus, ou en calcinant de l'étain avec le contact de l'air ou par l'action de l'acide nitrique sur l'étain (290). Lorsque l'étain est allié de plomb, il s'oxide beaucoup plus facilement par la chaleur (68). Le mélange d'oxide de plomb et d'étain qui en résulte a été employé long-temps sous le nom de potée d'étain pour donner le poli aux glaces et à quelques métaux : aujourd'hui il est à peu près sans usage.

Cet oxide est abondant dans la nature, et forme les principales mines d'étain en Cornouailles, en Saxe, à Malacca, etc.

332. L'*oxide de cadmium* ressemble au protoxide d'étain, s'obtient de même. Il est rare et sans usage.

ARTICLE IV.

xides de la quatrième classe (307).

i. L'*oxide d'arsénic* se forme en exposant
nic en poudre à l'air libre pendant long-
: il est noir. On peut le considérer, et
oup de chimistes le considèrent en effet
e un mélange d'arsénic et d'acide arsé-
(361).

i. L'*oxide de molybdène* brun s'obtient en
ant du molybdate d'ammoniaque, recou-
le charbon, à une haute température. Sans

5. L'*oxide de chrôme* est vert, insoluble,
rable au feu; il fournit une très belle cou-
erte sur porcelaine, et peut être employé
pour cette couleur, soit pour les couleurs où
ntre; on s'en sert également pour colorer
re et le strass (525), pour obtenir de fausses
ndes. On se le procure de diverses ma-
s. Nous en citerons deux.

On distille dans une cornue de grès
1 p.) du chromate de mercure : le mercure
tille, il se dégage de l'oxigène, et l'oxide de
me reste dans la cornue. 2° On fait rougir
un creuset couvert parties égales de soufre
chromate de potasse, il en résulte une masse

verdâtre, contenant du sulfate, sulfite et sulfure de potasse qu'on dissout dans l'eau, et de l'oxide de chrôme qui se dépose au fond du liquide. Le protoxide précédent passe à l'état de deutoxide brun par l'action de l'acide nitrique.

336. L'*oxide de tungstène* est noir : il s'obtient par l'action de l'hydrogène à chaud sur l'acide tungstique (365). Sans usage.

337. L'*oxide de colombium* est gris-noir : il s'obtient par l'action d'une haute température sur l'acide colombique (366).

338. L'*oxide de titane* est bleu : il s'obtient en plongeant une lame de zinc dans une dissolution de titaniate acide de potasse (544), dans l'acide hydro-chlorique.

339. L'*oxide d'antimoine* est blanc, fusible au rouge naissant, et se prend par le refroidissement en une matière vitreuse d'un blanc-jaune. On peut l'obtenir en dissolvant le proto-chlorure (220) dans de l'eau contenant un peu d'acide hydrochlorique ; puis versant de la potasse dans la dissolution, on l'obtient plus souvent par l'action de l'air sur le métal. Pour cela, on met un creuset à la renverse sur un plus petit, de manière qu'il y ait un passage pour l'air entre deux : sur celui-ci on en met un troisième à la renverse comme le second, on perce le fond de ces deux derniers, on met du métal dans le premier, et on l'introduit incliné dans un fourneau,

de manière que les autres soient au dehors. Lorsque le métal est rouge, il s'oxide, et l'oxide formé se sublime en poudre blanche entre les deux creusets supérieurs : il porte en cet état le nom de *fleurs d'antimoine*.

L'antimoine, combiné à une plus grande quantité d'oxigène, produit des oxides que nous examinerons (368) sous le nom d'acides, parce qu'ils ont à beaucoup d'égards les propriétés des acides.

340. L'*oxide d'urane* est vert, très difficile à fondre et s'obtient par la calcination du métal à l'air.

341. Le *protoxide de cérium* est blanc : il s'obtient en versant de la potasse dans le protochlorure ; le deutoxide est brun-rouge, et s'obtient par la calcination du protoxide.

342. Le *protoxide de cobalt* s'obtient en versant de la potasse ou de la soude dans du protochlorure (222) : il se précipite sous forme de gelée bleue, parce qu'il est à l'état d'hydrate. En cet état, il est soluble dans l'ammoniaque; en abandonnant l'eau à laquelle il est combiné, il devient gris-brun. Il absorbe facilement l'oxigène de l'air, et passe à l'état de peroxide qui est noir. On se sert de celui-ci pour colorer le verre en bleu : il fournit aussi un beau bleu sur porcelaine.

343. L'oxide de bismuth est jaunâtre, fusible à

la chaleur rouge, s'obtient en chauffant le bismuth avec le contact de l'air.

344. Le *protoxide de cuivre* sec est rouge, et orange à l'état d'hydrate, fusible à la chaleur rouge, se prépare comme celui de cobalt, est très soluble dans l'ammoniaque. On le trouve dans quelques mines de cuivre, tantôt en petits octaèdres, tantôt en masses compactes, mêlé d'oxide de fer; on en extrait le cuivre. Il n'a aucun autre usage.

345. Le *deutoxide de cuivre* sec est brun, et bleu à l'état d'hydrate, absorbe l'acide carbonique et passe à l'état de carbonate. On l'obtient en versant de la soude ou de la potasse dans un sel de cuivre (856).

346. Le *tritoxide de cuivre*, qui est brun jaune, s'obtient comme celui de zinc (327).

347. L'*oxide de tellure* est blanc, se fond facilement, s'obtient en calcinant le nitrate, ou en versant de la soude ou de la potasse dans un sel de tellure (856).

348. Le *protoxide de nickel* est brun quand il est sec, et vert à l'état d'hydrate, se prépare comme le précédant; le *deutoxide* se prépare comme celui de zinc (327).

349. Le *protoxide de plomb*, nommé *massicot*, et *litharge*, lorsqu'il a été fondu et vitrifié, est jaune lorsqu'il est sec, blanc à l'état d'hydrate, fond à la chaleur rouge, se combine faci-

lement à la silice, et par cette raison troue les creusets où on le fond; soluble dans la soude et la potasse. Pour le besoin des arts, on le prépare en calcinant du plomb dans un four à réverbère (585), et enlevant à mesure la couche d'oxide qui se forme. La *litharge* n'est pas l'objet d'une fabrication spéciale, mais provient de l'exploitation des mines de plomb argentifères. On oxide le plomb pour en séparer l'argent (577) et on retire ainsi le premier à l'état de litharge.

Cet oxide s'emploie dans les vernis sur les poteries (515), en peinture pour rendre les huiles siccatives (708), pour faire du blanc de plomb (413), du jaune de Naples (545), du sel de saturne (599); fondu avec des corps gras, il constitue le diapalme, etc.

Une partie de litharge mêlée à neuf parties de briques pilées forme, avec l'huile de lin, un mastic qui devient si dur qu'il raye le fer. Il faut en former un mélange de la consistance d'une pâte ferme. On peut s'en servir avec succès pour boucher les joints entre les pierres pour bassins, terrasses, etc., ou même en couvrir des terrasses entières.

550. Le *deutoxide de plomb*, nommé *minium*, est rouge; il s'obtient en exposant le massicot, préparé comme nous l'avons dit ci-dessus, dans des vases peu profonds, pendant vingt-quatre heures, à une chaleur d'abord

presque rouge, dans un four qu'au bout de douze heures on ferme, en laissant tomber le feu peu à peu. Le minium contient toujours du protoxide de plomb, et souvent du cuivre. Ce dernier est très nuisible dans la fabrication du cristal (524) qu'il colore; c'est pourquoi il importe qu'il en soit exempt. On y parvient en le laissant digérer dans de l'acide acétique. Dans la fabrication du massicot, on peut éviter la présence du cuivre, en mêlant un peu d'étain au plomb; il a la propriété de faire oxider le cuivre dans les premières couches, de sorte qu'en les mettant à part, ce qu'on obtient ensuite en est exempt.

Le minium s'emploie dans la fabrication du cristal (524), dans les vernis vitreux (514) et en peinture (706).

351. Le *tritoxide de plomb* est puce et insoluble : on l'obtient en faisant bouillir de l'acide nitrique sur du deutoxide de plomb; l'acide s'unit au protoxide seulement, et l'excès d'oxigène s'unit à une autre partie du deutoxide. Sans usage.

Article V.

Oxide de la cinquième classe (307).

352. Le *protoxide de mercure* est gris-noir : il se précipite d'une dissolution de nitrate (490).

Lorsqu'on y verse un alcali, la compression seule peut en extraire du mercure, et il reste du deutoxide.

Le *deutoxide de mercure* est jaune-orangé, abandonne facilement son oxigène à la chaleur rouge, s'obtient en exposant du nitrate de mercure à l'air, à une température un peu au-dessous du rouge, ou en versant de la potasse ou de la soude dans du chlorure (226) ou du nitrate.

Lorsqu'on met du deutoxide de mercure dans de l'ammoniaque, et qu'on le remue de temps en temps jusqu'à ce qu'il soit devenu blanchâtre, il se combine avec cet alcali, et forme un composé nommé ammoniure de mercure ou *mercure fulminant*, à cause de la propriété qu'il a de fulminer par la chaleur brusque ou par le choc.

353. L'*oxide d'osmium* est le seul oxide odorant; son odeur a de l'analogie avec celle du chlore : il est blanc, très fusible et très volatil. On l'obtient en chauffant de l'osmium avec du salpêtre dans une cornue : l'oxide formé se volatilise, on le reçoit dans un récipient.

ARTICLE VI.

Oxides de la sixième classe (307).

354. L'*oxide d'argent* est olive foncé, aban-

donne son oxigène à une température peu élevée. On l'obtient en versant de la soude ou de la potasse dans du nitrate d'argent. Cet oxide est très soluble dans l'ammoniaque, et forme avec lui un composé gris, nommé ammoniure d'argent ou *argent fulminant*, qui, réduit à l'état sec, fulmine avec une grande force par la chaleur et par le frottement, souvent le plus léger : c'est pourquoi il serait très dangereux d'en préparer beaucoup à la fois. On le prépare en délayant de l'oxide d'argent dans de l'ammoniaque en consistance de bouillie claire, qu'on laisse sécher.

355. L'*oxide de palladium* est brun-rouge à l'état d'hydrate, et noir lorsqu'il est sec. Il se prépare comme celui de cobalt (342).

356. *Oxides de rhodium.* Lorsqu'on expose ce métal en poudre à l'air et qu'on le chauffe jusqu'au rouge, il se réduit en poudre noire : c'est le *protoxide*. Si on calcine le rhodium avec de la potasse et du salpêtre, et qu'on lave le résidu, on obtient une poudre brune : c'est le *deutoxide*. La décomposition d'un sel de rhodium par la potasse donne un oxide rouge : c'est le *tritoxide*.

357. L'*oxide de platine* est noir et abandonne facilement son oxigène : il est soluble dans la potasse, la soude et l'ammoniaque, de sorte qu'il semblerait, comme celui d'or, jouer le rôle d'acide aussi bien que celui d'oxide. Il

contient deux atomes d'oxigène sur un de platine. On l'obtient en versant de la potasse caustique dans une dissolution de chlorure de platine qu'on a eu soin de priver de l'excès d'acide qu'il contenait en le faisant sécher à une douce chaleur, puis le redissolvant dans l'eau; il se forme un précipité composé non-seulement d'oxide de platine, mais aussi d'un chlorure double (233); en le lavant dans une grande quantité d'eau, on enlève ce dernier : il ne faut employer qu'un poids de potasse égal à celui du chlorure employé, un excès dissoudrait l'oxide de platine qu'on veut obtenir. En versant de la potasse dans une dissolution de chlorure double de platine et d'ammoniaque (233), l'oxide de platine se précipite en combinaison à l'ammoniaque et a la propriété de fulminer comme l'ammoniure d'argent (354), mais non par le choc.

Quelques chimistes admettent un protoxide de platine, son existence nous paraît douteuse : ils donnent au précédent le nom de deutoxide.

358. *L'oxide d'or* est brun quand il est sec; à l'état d'hydrate, il est orange, a les mêmes propriétés que le précédent, peut s'obtenir de la même manière, mais il vaut mieux substituer de la magnésie à la potasse. On obtient un précipité composé d'oxide d'or et de magnésie, et

on dissout cette dernière au moyen de l'acide nitrique.

On peut obtenir de l'or fulminant de la même manière que l'argent (354); mais on le prépare ordinairement en versant de l'ammoniaque dans une dissolution de chlorure d'or (230); l'or fulminant se précipite de suite. Il fulmine comme l'argent par la chaleur, le choc ou le frottement.

359. On n'est pas encore parvenu à isoler l'*oxide* ou les *oxides d'iridium*.

CHAPITRE IV.

ACIDES MÉTALLIQUES.

360. L'*acide arsénique* est blanc, rougit la teinture de tournesol; il a tant d'affinité avec l'eau, qu'il absorbe celle de l'atmosphère et se résout en liquide : il est donc très soluble dans l'eau. Cette dissolution est visqueuse lorsqu'elle est concentrée; lorsqu'on la met en contact avec l'hydrogène sulfuré, d'un côté l'oxigène se combine à l'hydrogène, de l'autre l'arsénic au soufre, et se dépose à l'état de sulfure. C'est un poison des plus violens, même à très petite dose. On l'obtient par l'action à chaud de l'acide nitrique sur l'acide arsénieux : le premier se décompose en

cédant une partie de son oxigène à celui-ci ; en ajoutant à l'acide nitrique un tiers d'acide hydrochlorique, l'action est beaucoup plus prompte.

361. L'*acide arsénieux*, qu'on nomme souvent oxide blanc d'arsénic, porte dans le commerce simplement le nom d'*arsénic*; il est blanc, très vénéneux, volatil au dessous de la chaleur rouge; aussi, lorsqu'on le chauffe dans un matras, il se sublime à la partie supérieure en petits cristaux blancs. La vapeur est très dangereuse à respirer; elle a l'odeur d'ail, soluble dans l'eau, encore plus dans l'ammoniaque avec laquelle il forme un arsénite qu'on peut obtenir à l'état solide. Celui qu'on trouve dans le commerce provient des mines de cobalt, où ce métal est uni à l'arsénic. On grille ce minérai dans un fourneau de réverbère, ayant une longue cheminée horizontale : l'arsénic s'oxide, se volatilise et se condense dans la cheminée; pour le purifier, on le sublime de nouveau dans des bassines de fonte qu'on surmonte d'un chapiteau conique.

On l'emploie pour préparer le vert de Shele (585), mêlé à la graisse, pour détruire les souris, pour préserver les peaux ou les préparations d'histoire naturelle des attaques des insectes, quelquefois aussi dans les verreries.

362. L'*acide molybdique* est gris-blanc, peu soluble dans l'eau, et fusible à une température

élevée. On l'obtient par l'action à chaud de l'acide nitrique sur le sulfure de molybdène et lavant la poudre qui en résulte. Sans usage.

363. L'*acide molybdeux* est bleu, s'obtient en mêlant une partie de molybdène à deux d'acide molybdique. Triturant le mélange et le faisant bouillir dans l'eau ; il se forme aussi lorsqu'on met l'acide molybdique en contact avec le zinc ou l'étain.

364. L'*acide chromique* est rouge, incristallisable, se combine à l'acide sulfurique, et forme de petits cristaux quadrangulaires rouges; très soluble. L'acide chromique existe dans le rubis spinelle et dans le plomb rouge de Sibérie, qui sont très rare. On l'extrait d'un minérai abondant dans le département du Var, qu'on nomme mine de chrôme, et qui est formé d'oxide de fer uni à l'oxide chrôme ou acide chrômeux. Pour cela, on le calcine avec du salpêtre, on dissout le résidu dans l'eau, on a par là du chrômate de potasse. Si la liqueur est alcaline, on sature l'alcali en excès par un acide, on y verse ensuite du nitrate de barite, on obtient du chrômate de barite en poudre jaune, on le dissout dans l'acide nitrique faible, on verse peu à peu de l'acide sulfurique, la barite se précipite à l'état de sulfate, et la liqueur ne contient plus que de l'acide chrômique pur, pourvu qu'on n'ait pas mis d'acide sulfurique en excès. L'acide chrô-

mique lui-même est sans usage. Il n'en est pas de même du chrômate de potasse.

En dissolvant du protoxide de chrôme dans l'acide nitrique, sèchant et chauffant jusqu'à absence de vapeurs nitreuses, on obtient une poudre brune, considérée comme deutoxide de chrôme, mais qui est plutôt de l'acide chrômeux ; car il ne se combine pas aux acides.

365. L'*acide tungstique* est jaune, insoluble, s'obtient du tungstate de fer ou *wolfran*, par l'action de l'acide hydrochlorique. Sans usage.

366. L'*acide colombique* est blanc, presque insoluble, s'extrait du colombate de fer et de manganèse par l'action de la potasse et de l'acide hydrochlorique. Sans usage.

367. L'*acide titanique*, nommé aussi oxide de titane, est blanc, très difficile à fondre, se colore en rouge par le contact de la teinture de tournesol, quoiqu'il ne soit pas soluble, s'unit bien mieux aux alcalis qu'aux acides, ce qui nous le fait mettre au rang des acides. On l'extrait des titanates de fer, de chaux ou d'alumine. Pour cela, on fond ces sels avec de la potasse, on lave le résidu, on le dissout dans l'acide hydrochlorique, on verse de l'ammoniaque ; l'acide titanique et l'oxide de fer se précipitent : on les met digérer dans l'acide hydrosulfurique, qui attaque le fer, qui devient ensuite soluble dans l'acide hydrochlorique faible.

368. L'*acide antimonique* est jaune, insoluble, se colore en rouge par la teinture de tournesol. En chauffant du nitre et de l'antimoine dans un creuset, on obtient de l'antimoniate de potasse; en le dissolvant et y versant de l'acide dans la liqueur, l'acide antimonique se précipite.

369. L'*acide antimonieux* se forme lorsqu'on soumet le précédent à une très haute température : il est blanc et jouit à peu près des mêmes propriétés. On l'obtient aussi en calcinant du nitrate d'antimoine. Ces deux acides sont aussi solubles dans l'ammoniaque, et on peut obtenir l'antimoniate ou antimonite qui en résulte à l'état solide.

370. L'*acide uranique* ou deutoxide d'urane est jaune : il s'unit aux bases et aux acides. On l'extrait de sa combinaison avec l'acide nitrique, en saturant celui-ci par la potasse.

LIVRE V.

COMBINAISONS DES CORPS OXIDÉS ENTRE EUX.

CHAPITRE PREMIER.

ACTION DES OXIDES SUR LES OXIDES.

371. L'*eau* ou oxide d'hydrogène agit diversement sur les oxides : elle dissout les uns, se combine avec d'autres à l'état solide ; ce qui forme des *hydrates*, dont nous avons déja parlé plusieurs fois ; elle en décompose quelques-uns et est décomposée par d'autres. Nous allons les passer rapidement en revue.

Les oxides qui décomposent l'eau sont les protoxides de manganèse, de fer et d'étain ; à la chaleur rouge, ils s'emparent d'une partie de l'oxigène de l'eau.

Les oxides qui sont décomposés par l'eau sont les deutoxides de potassium et de sodium, à la température ordinaire, et ceux de strontium, calcium, barium, à l'aide de la chaleur.

L'eau à 15° dissout plusieurs volumes de protoxide et deutoxide de chlore, un demi-volume de protoxide d'azote et $\frac{1}{20}$ de deutoxide d'azote : elle ne dissout aucun de ces oxides à 100°.

L'eau dissout plusieurs fois son poids de potasse à 10° et encore plus à 100°, un peu moins de soude, un peu moins encore de lithine; $\frac{1}{20}$ de barite à 10° et $\frac{1}{10}$ à 100°; moitié moins de strontiane; de la chaux plus à froid qu'à chaud (312); elle dissout aussi de l'oxide d'osmium.

372. Presque tous les oxides métalliques ont la propriété d'absorber une certaine quantité d'eau et de la solidifier. Ces composés se nomment *hydrates*. Les hydrates ont souvent, comme nous l'avons vu en divers lieux, une autre couleur que les oxides secs; ils abandonnent plus ou moins facilement l'eau qu'ils contiennent. On admet dans les hydrates une quantité d'eau contenant autant d'oxigène que l'oxide lui-même; mais cela est un peu arbitraire, attendu que les divers hydrates, desséchés à la même température, retiennent diverses quantités d'eau.

L'hydrate d'alumine abandonne très facilement l'eau qu'il contient. On l'obtient en la précipitant d'une dissolution d'alun par l'ammoniaque. On obtient de la même manière tous les hydrates peu ou pas solubles, on les précipite

d'une dissolution saline par l'ammoniaque, la soude ou la potasse. *Voyez* leurs couleurs (856).

373. L'hydrate de chaux a la propriété d'absorber un poids presque égal au sien de chlore, en développant beaucoup de chaleur, et le composé nommé chlorure de chaux est beaucoup employé, surtout en Angleterre, pour le blanchîment (715). Sa vertu décolorante est égale à celle du clore qu'il contient : rien n'empêcherait de le considérer comme un mélange de chlorure de calcium et de chlorate de chaux. En le dissolvant dans l'eau, ces deux sels ne se séparent pas, parce qu'ils sont tous deux très solubles ; la chaleur en dégage de l'oxigène, comme cela arrive au chlorate de chaux seul ; enfin un acide en dégage du chlore et non de l'acide chlorique, parce que l'acide employé s'emparant en même temps de la chaux du chlorate et du calcium du chlorure, ce calcium, pour s'unir à l'acide, s'empare de l'oxigène de l'acide chlorique, ce qui met le chlore seul en liberté.

En Angleterre, on préfère pour le blanchîment l'emploi de ce chlorure à celui du chlore, parce qu'il n'a pas une odeur si désagréable et qu'on peut facilement le transporter dans des tonneaux. Les blanchisseurs anglais ne le fabriquent pas eux-mêmes, mais l'achètent tout fabriqué ; les fabricans français au contraire qui

emploient la plupart du temps du chlore, sont obligés de le fabriquer eux-mêmes, le transport en serait trop dispendieux. On obtient ce chlorure en faisant arriver le chlore obtenu, comme nous l'avons dit (54) dans une chambre construite en pierres siliceuses et munie de tablettes qu'on garnit d'hydrate de chaux.

374. L'*oxide de carbone* agit sur les oxides à l'aide de la chaleur, à peu près comme le charbon lui-même, excepté qu'étant à l'état gazeux, les appareils ne peuvent être les mêmes. Il absorbe en tout ou en partie l'oxigène de presque tous les oxides décomposables par le charbon, et passe à l'état d'acide carbonique qui se dégage; mais avec les peroxides de potassium, sodium, barium, au lieu de se dégager, il s'unit à la potasse, la soude ou la barite, et forme des carbonates indécomposables par la chaleur.

375. On n'a point étudié l'action des *oxides de phosphore* sur les autres oxides, il est probable qu'ils agissent comme le phosphore lui-même.

376. Il en est probablement de même de l'*oxide de sélénium*.

377. Les *oxides de chlore* étant facilement décomposables par la chaleur, n'absorberont point l'oxigène des oxides, le leur céderont quelquefois, et très souvent le chlore s'unira au mé-

tal, et l'oxigène de l'oxide de chlore se dégagera avec celui du métal.

378. Le *protoxide d'azote* est sans action sur un grand nombre d'oxides; seulement ceux qui sont susceptibles de se suroxider absorbent l'oxigène à l'aide de la chaleur, et mettent l'azote en liberté. Il est susceptible de se combiner à la potasse et à la soude; mais on ne peut le faire directement.

Le *deutoxide d'azote* agit diversement sur les oxides, suivant que ceux-ci retiennent faiblement leur oxigène, ou au contraire sont susceptible d'en absorber encore. Dans le premier cas, le deutoxide d'azote se transforme en acide nitreux qui s'unit au protoxide produit. Telle est son action sur le peroxide de sodium; dans le second, l'azote est mis à nu.

Par un contact prolongé, l'hydrate de potasse décompose aussi le deutoxide d'azote : il en résulte de l'hypo-nitrite (494) et du protoxide d'azote.

379. Les *oxides métalliques* étant solides, ne peuvent agir les uns sur les autres que par l'intermède de l'eau ou du feu, et cette action dépend de la tendance que ces oxides ont à absorber encore de l'oxigène ou à abandonner le leur. 1° Si l'un des oxides se trouve dans le premier cas et l'autre dans le second, l'un réduira l'autre à l'état métallique ou à un moindre

degré d'oxidation ; par exemple, les protoxides de fer ou d'étain ramèneront les oxides d'or ou de mercure à l'état métallique, et les peroxides de soude et de potasse à l'état de protoxides ; 2° si les deux oxides se trouvent dans le premier ou le second cas, leur action sera la plupart du temps nulle, et ils se conduiront ensemble comme ils se conduiraient isolés ; 3° beaucoup d'oxides ont la propriété de se combiner les uns aux autres, alors l'un semble jouer le rôle d'acide à l'égard de l'autre. Tels sont à l'égard de la potasse les oxides d'or et de manganèse (326). Les dissolutions de potasse et de soude dissolvent également l'alumine, la glucine, les oxides de zinc, étain, chrôme, antimoine, tellure, plomb, iridium ; l'alumine a aussi la propriété de former avec les autres oxides des composés insolubles, analogues aux silicates (507) ; ainsi l'hydrate d'alumine, agité avec de l'eau de chaux, se combine avec la chaux, et forme un composé insoluble, l'eau reste pure ; l'ammoniaque ne précipite pas la magnésie des sels qui la contiennent ; mais si on a préalablement mêlé un sel d'alumine au sel de magnésie, l'ammoniaque en précipite la magnésie unie à l'alumine, et par cette union, la magnésie cesse d'être soluble dans la potasse, quoiqu'elle le fût auparavant.

CHAPITRE II.

ACTION DES ACIDES SUR LES ACIDES.

Les acides agissent diversement les uns sur les autres, tantôt l'action est nulle, tantôt l'un désoxide l'autre et cela arrive avec les acides formés sans oxigène ou ceux qui ne sont pas au maximum d'oxidation, d'autres fois les acides se combinent ensemble.

380. L'*hydrogène sulfuré* agit sur les acides en les désoxidant, son hydrogène s'empare de leur oxigène et forme de l'eau, le soufre devient libre et se combine avec le radical de l'autre oxide s'il en est susceptible, autrement il se précipite; nous en avons vu un exemple (299).

L'*hydrogène sélénié* agit vraisemblablement de la même manière.

381. L'*acide hydro-chlorique* en contact avec l'acide nitrique soit à l'état de gaz soit liquide, le décompose, l'hydrogène du premier se combine à l'oxigène du second, ce qui transforme le premier en chlore et le second en acide nitreux; pour que cette décomposition soit complète, il faut que le premier, supposé sec, soit les $\frac{2}{5}$ du second, ce qui fait à peu près parties égales à l'état liquide; après le mélange, le liquide devient

jaune en raison de l'acide nitreux et du chlore qu'il tient en dissolution et qu'on peut en dégager par la chaleur. Ce mélange porte le nom d'*eau régale*, acide *nitro-muriatique* ou acide *hydro-chloro-nitrique*; il a la propriété remarquable de dissoudre l'or (230) et le platine que les autres acides n'attaquent pas.

L'acide hydrochlorique décompose complètement les acides chlorique, iodique, molybdique et chromique, en s'emparant de leur oxigène et mettant en liberté le chlore, l'iode, le molybdène ou le chrôme ; dans tous les cas le chlore de l'acide hydrochlorique se dégage.

382. L'acide *hydriodique* agit de la même manière.

383. L'*acide hydrofluorique* agit d'une manière analogue à la précédente, en contact avec l'acide borique, l'hydrogène du premier se combine à l'oxigène du second et le fluor s'unissant au bore forme du gaz *fluo-borique* qui est acide ; de même l'action de l'acide hydrofluorique sur la silice produit de l'acide *fluo-silicique* (153).

384. Les acides *hypo-phosphoreux*, *phosphoreux*, *hypo-phosphorique*, décomposent les acides nitrique, nitreux, chlorique, iodique, chromique et molybdique, en s'emparant de leur oxigène et passant à l'état d'acide phosphorique.

385. L'*acide sulfurique* a la propriété de se combiner à l'acide nitreux et de former avec un peu d'eau des cristaux blancs (297).

L'acide *sulfureux* avec l'acide nitrique placés dans des circonstances convenables donne naissance aux mêmes cristaux, parce que le premier s'empare d'une partie de l'oxigène du second, ce qui forme de l'acide sulfurique d'une part et de l'acide nitreux de l'autre.

L'acide sulfureux avec l'acide nitreux donnent encore naissance aux mêmes cristaux en produisant du deutoxide d'azote (297).

L'acide sulfureux enlève aussi l'oxigène des acides chlorique, iodique, chromique et molybdique.

CHAPITRE III.

COMBINAISON DES ACIDES AVEC LES OXIDES.

ARTICLE Ier.

Oxides non métalliques.

386. Ce que nous avons à dire de l'action des oxides non métalliques sur les acides, se bornera à peu de chose, parce que la plupart sont sans action ou que cette action est peu compliquée.

L'*eau* dissout presque tous les acides, nous avons parlé de ces dissolutions dans l'histoire de chacun d'eux.

Le *deutoxide d'hydrogène* s'unit aussi aux acides et acquière par là plus de fixité (271).

L'*oxide de carbone* en contact à une haute température décompose les acides sulfurique, sulfureux, nitrique, nitreux, chlorique, iodique, arsénique et quelques autres en s'emparant de leur oxigène et passant à l'état d'acide carbonique.

L'*oxide de phosphore* passe de même à l'état d'acide phosphorique par l'action de l'acide nitrique et probablement par l'action de plusieurs autres.

L'*oxide de chlore* au contraire étant facilement décomposable cède son oxigène aux acides susceptibles de l'absorber.

Le *protoxide d'azote* n'a aucun effet sur les acides.

Le *deutoxide d'azote* en contact avec l'acide nitrique concentré, s'y dissout et il en résulte de l'acide nitreux.

Article II.

De l'action des acides sur les oxides métalliques.

387. Un acide peut agir sur un oxide de quatre

manières : 1° l'action peut être nulle, 2° l'oxide peut être suroxidé, 3° l'oxide peut être désoxidé, 4° plus souvent l'acide et l'oxide se combinent et le composé porte le nom de *sel*.

1° L'action est nulle lorsque l'oxide a beaucoup de cohésion et surtout lorsque l'acide est gazeux, c'est ce qui arrive à l'acide carbonique avec la zircône, l'alumine, les oxides de manganèse, étain, arsénic, antimoine, cobalt, niokel, plomb, mercure, platine, or et quelques autres. La zircône et l'alumine lorsqu'elles ont subi l'action du feu résistent aussi à presque tous les acides ; il en est de même du deutoxide d'étain.

2° L'oxide sera suroxidé par l'acide lorsque le premier ne sera pas à son maximum d'oxidation et que le second ne retiendra pas l'oxigène avec beaucoup de force ; par exemple les protoxides de manganèse, de fer, de cuivre, décomposent les acides nitrique, chlorique, iodique, et l'oxide formé se combine avec la partie de l'acide non décomposée ; les protoxides d'étain, d'antimoine et quelques autres décomposent aussi les mêmes acides, mais l'oxide ou l'acide formé se précipite.

3° L'oxide pourra être désoxidé par deux raisons, ou parce qu'il contient trop d'oxigène pour se combiner à l'acide, ou parce que l'acide est susceptible de se combiner à une nouvelle quan-

tité d'oxigène ; les peroxides de barium, strontium, calcium, potassium, sodium, manganèse, cuivre, zinc, plomb, avec les acides borique, phosphorique, sulfurique, nitrique, arsénique sont dans le premier cas ; les mêmes oxides avec les acides du phosphore, du soufre et de l'azote qui ne sont pas à leur maximum d'oxigénation se trouvent dans le second cas ; après avoir cédé leur oxigène surabondant à l'acide ils sunissent avec celui-ci ; les mêmes oxides avec les hydracides décomposent ceux-ci, l'oxigène surabondant s'empare de l'hydrogène et l'autre composant est mis en liberté. Si on n'admet pas les hydrosulfates (122), hydrochlorates (127), etc., on peut aussi dire que la plupart des oxides décomposent les hydracides, le métal s'unissant à l'un de leurs composans et l'oxigène s'emparant de leur hydrogène.

4° Les oxides ne sont susceptibles de s'unir aux acides qu'autant qu'ils contiennent une quantité convenable d'oxigène, voici les oxides qui s'unissent aux acides :

Ceux qui sont marqués d'un * ne s'unissent que difficilement aux acides ; plusieurs tendent à jouer eux-mêmes le rôle d'acides.

Zircone.	Magnésie.
Alumine.	Chaux.
Yttria.	Strontiane.
Glucine.	Barite.

Lithine.
Potasse.
Soude.
Protoxide, Deutoxide, *Tritoxide } de manganèse.
Protoxide de zinc.
Protoxide, Deutoxide, *Tritoxide } de fer.
Protoxide, *Deutoxide } d'étain.
Oxide de cadmium.
* Protoxide d'arsénic.
Oxide de chrôme.
Oxide de titane.
Protoxide, *Deutoxide } d'antimoine.
Protoxide, * Deutoxide } d'urane.
Protoxide, Deutoxide } de cérium.
Protoxide de cobalt.
Protoxide de bismuth.
Deutoxide de cuivre.
Oxide de tellure.
Protoxide de nickel.
Protoxide de plomb.
Protoxide, Deutoxide } de mercure.
Oxide d'osmium.
Oxide d'argent.
Oxide de palladium.
Protoxide de platine.
Protoxide d'or.
Protoxide d'iridium.

A ces oxides on doit ajouter l'ammoniaque (134) qui se conduit absolument comme les oxides ce qui l'a fait long-temps considérer comme tel.

588. Lorsqu'un acide et un oxide se combinent ils se neutralisent en tout ou en partie (265) suivant le rapport de l'acide à l'oxide, la combinaison qui n'altère ni la teinture de tournesol ni le curcuma s'appelle sel neutre; mais les acides faibles ne neutralisent jamais les alcalis puissans, et réciproquement; alors on appelle neutre celui des composés où les propriétés de l'acide et de l'alcali sont le mieux neutralisées. Ceux qui con-

tiennent plus d'acide se nomment *sur-sels* ou sels acides, ceux qui contiennent plus de base se nomment *sous-sels*. Nous avons donné (12, 13) la manière dont se forment les noms des sels et (16) la loi remarquable qui règle leur composition, nous donnerons bientôt celles de leur action avec les oxides, les acides, ou entr'eux (393, 395).

389. Un grand nombre de sels sont solubles dans l'eau, quelques-uns sont insolubles; parmi les premiers il y en a de beaucoup plus solubles les uns que les autres; leur dissolution dans l'eau retarde toujours l'ébullition de celle-ci et très souvent abaisse son point de congélation: le chlorure de calcium l'abaisse au-dessous de — 40°. A chaud presque tous les sels sont plus solubles qu'à froid; mais cette différence est considérable pour quelques-uns et fort légère pour d'autres. Dans le premier cas les dissolutions en se refroidissant laissent déposer le sel sous formes de cristaux de diverses formes et plus ou moins réguliers, mais si on en veut de gros et bien réguliers on les obtiendra mieux en exposant une dissolution à l'évaporation spontanée en la recouvrant d'une gaze pour la préserver de la poussière; on les obtiendra bien plus réguliers encore en choisissant les plus beaux parmi ceux qui se sont d'abord formés et les posant isolément dans un vase à fond plat plein de la

dissolution, et les retournant tous les jours.

Cette propriété de quelques sels d'être plus solubles à chaud qu'à froid, ce qui n'arrive pas pour d'autres, permet de les séparer en partie : par exemple une dissolution de nitrate de potasse et de chlorure de sodium, pendant l'ébullition laissera déposer le chlorure, et en refroidissant laissera déposer le nitrate.

Les sels cristallisés ne restent pas tous à cet état exposés à l'air, les uns absorbent l'humidité de l'air et se liquéfient, on les nomme *déliquescens;* les autres au contraire perdent l'eau qu'ils contiennent et tombent en poussière, on les nomme *efflorescens*; car presque tous les sels cristallisés contiennent de l'eau qu'on nomme leur *eau de cristallisation*, et qui leur est nécessaire pour rester sous forme de cristaux.

390. La dissolution d'un sel dans l'eau est presque toujours accompagnée d'un refroidissement du liquide, une certaine quantité de calorique est rendue latente par le passage du sel de l'état solide à l'état liquide, de même que dans la fusion de la glace (70 p.); par exemple parties égales de nitrate d'ammoniaque et d'eau font baisser le thermomètre de 20°; 8 de sulfate de soude dissous dans 5 d'acide hydro-chlorique l'abaisseront de 25°. Si au lieu d'eau, on emploie de la neige, comme elle absorbe du calorique en fondant, l'effet sera augmenté; parties égales de

neige ou glace pilée et de sel marin font descendre le thermomètre de 17° en partant de 0°.

L'intensité du froid artificiel produit par de semblables mélanges ne dépend pas seulement du calorique absorbé par la liquéfaction du sel, mais encore de la température d'où l'on part et de la rapidité de cette liquéfaction; car l'air cède de la chaleur au mélange à mesure qu'il se refroidit, et il lui en cède d'autant plus qu'il est plus froid et que l'expérience dure plus de temps; c'est pourquoi la glace doit être pilée et la neige est encore préférable, le plus grand abaissement de température est produit par un mélange de parties égales de neige et d'acide sulfurique étendu d'eau.

391. Nous avons déja dit (15) que les sels soumis à l'action de la pile galvanique se décomposent, l'acide se porte au pôle zinc, et l'alcali au pôle cuivre; si la pile est très forte ou si le métal du sel est facilement désoxidable, l'oxigène de l'oxide se transportera aussi au pôle zinc et le métal tout seul au pôle cuivre.

392. L'action des corps combustibles sur les sels est trop variée pour en parler en général; quant aux métaux, s'ils appartiennent à la seconde classe ils décomposent l'eau, passent à l'état d'oxide et agissent ensuite comme tels (393); il en est de même de quelques métaux des classes suivantes; mais souvent les métaux des classes suivantes se

précipitent les uns les autres à l'état métallique en se substituant dans le sel même, dont tous les autres principes y compris l'oxigène de l'oxide restent les mêmes. C'est ainsi que le fer et le zinc précipitent l'étain, l'arsénic, l'antimoine, le bismuth, le plomb, le cuivre, le tellure; ceux-ci précipitent le mercure; celui-ci et les précédens précipitent l'argent, le palladium, le rhodium, le platine, l'or et l'iridium. L'antimoine, l'arsénic, le palladium, le rhodium, l'iridium sont précipités en poudre noire, les autres avec l'éclat métallique, c'est ainsi qu'une lame de fer dans une dissolution de sulfate de cuivre semble se changer en cuivre, parce qu'elle se recouvre d'une couche de ce métal qui devient de plus en plus épaisse; une lame de zinc dans une dissolution d'acétate de plomb précipite celui-ci en paillettes brillantes qui se déposent soit sur le zinc ou les corps solides qu'on plonge dans la liqueur, et forment une espèce d'arborisation nommée *arbre de Saturne*. Un peu de mercure déposé au fond d'une dissolution de nitrate d'argent, se recouvre bientôt d'argent en filamens ou cristaux alongés formant aussi une espèce d'arborisation nommée *arbre de Diane*.

393. *Action des bases salifiables sur les sels.* Une base décompose un sel à sec et à l'aide de la chaleur lorsque cette base est fixe et que celle

du sel est volatile, c'est ainsi que la chaux décompose les sels ammoniacaux.

En dissolution dans l'eau une base décomposera un sel, 1° lorsqu'elle sera plus soluble que celle de ce sel; 2° si elle forme avec l'acide du sel un sel insoluble; la potasse, la soude et l'ammoniaque sont dans le premier cas à l'égard des autres bases; dans le second sont la barite à l'égard des sulfates, la chaux à l'égard des carbonates, etc.; dans le premier cas, la décomposition est quelquefois complète et quelquefois incomplète, ce dernier cas arrive lorsque le nouveau sel formé est susceptible de former avec l'autre un sel double, par exemple les sels d'ammoniaque et de magnésie, de sorte que l'ammoniaque ne décompose qu'en partie les sels de magnésie.

394. *Action des acides.* Cette action est soumise aux mêmes lois que celle des bases; 1° un acide fixe décompose à sec et par la chaleur un sel dont l'acide est volatil; 2° un acide dissous décompose un sel dont l'acide est moins soluble que lui; 3° un acide décompose un sel lorsqu'avec sa base il forme un sel insoluble.

396. *Action des sels les uns sur les autres.* Cette action est comme les précédentes soumise à quelques lois générales: 1° à sec, si deux sels contiennent les élémens d'un sel plus volatil, celui-ci se formera par l'action de la chaleur et

se volatilisera. 2° Lorsqu'on mêle les dissolutions de deux sels solubles et que l'acide de l'un est susceptible de former avec la base de l'autre un sel insoluble, ce sel se forme et se précipite, par exemple un sel soluble de barite mêlé avec un sulfate quelconque, laisse précipiter du sulfate de barite. Cette loi est également vraie quand même le sel n'est pas absolument insoluble, pourvu que le liquide ne soit pas en quantité suffisante pour le dissoudre. 3° Les carbonates de soude et de potasse ont la propriété de décomposer les sels insolubles, mais seulement en partie, en leur cédant de l'acide carbonique et s'emparant d'une partie de leur acide; et réciproquement les sels solubles de soude et de potasse décomposent en partie les carbonates insolubles, de sorte qu'il y a partage des deux acides. 4° Quelques sels sont susceptibles en s'unissant ensemble de former des sels doubles moins solubes, alors ceux-ci se précipitent si la dissolution est assez concentrée, c'est ainsi que les sulfates de potasse et d'ammoniaque s'unissent à celui d'alumine pour former l'alun (432).

394. Il y a trois moyens le plus souvent employés pour préparer les sels : le premier consiste à dissoudre directement la base dans l'acide, ex. : sulfate d'alumine, au lieu de la base elle-même on peut employer un carbonate, l'acide carbonique se dégage, ex. : nitrate de chaux ; le

second consiste à faire agir l'acide sur le métal, celui-ci s'oxide tantôt en décomposant l'eau, tantôt en décomposant l'acide lui-même; le troisième nommé méthode des doubles décompositions s'emploie pour les sels insolubles, on mêle deux sels solubles contenant les élémens du sel qu'on veut former et celui-ci se précipite.

Article III.

Des borates.

397. Les borates sont en général fusibles surtout ceux de la seconde classe (63); ceux des dernières au lieu de se fondre laissent dégager l'oxigène de la base. Excepté les borates de soude, potasse, lithine, les autres sont insolubles ou presqu'insolubles. Les acides, sulfurique, nitrique, hydrochlorique décomposent les borates, l'acide borique se précipite si la dissolution est concentrée. Le borate de soude est le seul employé, c'est le seul dont nous parlerons en particulier.

398. Le *borate de soude* nommé *borax* est un peu alcalin, soluble dans le double de son poids d'eau bouillante, moins soluble à froid, cristallise par refroidissement en retenant la moitié de son poids d'eau de cristalisation, facilement fusible lorsqu'il ne l'a pas perdue, fusible à la chaleur

rouge lorsqu'il est sans eau, et se prend en un verre transparent qui facilite la fusion des oxides et prend avec eux diverses couleurs: violet avec le manganèse, bleu avec le cobalt, vert bouteille avec le fer, vert intense avec le chrôme, vert clair avec le cuivre, les oxides blancs ne le colorent pas; on se sert de ce moyen pour reconnaître les oxides.

Ce sel est assez abondant dans la nature, mais il n'est pas pur; pour le purifier on le lave d'abord avec un peu d'eau de chaux, et on le laisse égoutter, puis on le dissout dans trois fois son poids d'eau bouillante; on ajoute $\frac{1}{50}$ de chlorure de calcium, on filtre, on concentre par l'ébullition jusqu'à moitié, et on met cristalliser dans des cônes doublés de plomb.

On se procure aussi du borax en unissant avec de la soude, l'acide borique qu'on extrait de quelques lacs d'Italie, on fait ensuite cristalliser la dissolution dans des vases de plomb, comme ci-dessus.

On emploie le borax pour la réduction de quelques métaux. En rendant les oxides plus fusibles, il permet au métal de se fondre et de se rassembler au fond du creuset; on l'emploie aussi pour souder : en se fondant, il recouvre les métaux qu'on soude et les empêche de s'oxider.

Article IV.

Carbonates, sous-carbonates, bi-carbonates.

399. Les bases salifiables sont susceptibles de s'unir aux acides en plusieurs proportions, et c'est ce qui constitue les sous-sels, sels neutres et sels acides ou sursels (388); mais à l'égard des carbonates, ceux qu'on nomme neutres ne jouissent pas tous d'une véritable neutralité; car l'acide carbonique n'a pas la propriété de neutraliser les alcalis, d'où il résulte que même les bi-carbonates alcalins verdissent encore la teinture de violette. On donne le nom de neutre aux carbonates dont la composition est plus stable et est analogue à celle du carbonate de chaux qui est véritablement neutre. Dans ces sels, l'oxigène de l'acide est double de celui de la base (21); dans les bi-carbonates, il est quadruple; dans les sous-carbonates proprement dit, il devrait être égal; mais on désigne souvent par ce nom des carbonates imparfaits qui sont un mélange variable de carbonates et d'alcalis, et dont les proportions par conséquent ne sont pas bien précises.

400. Le *carbonate de magnésie*, nommé *magnésite*, est insoluble, se trouve quelquefois dans la nature, mais presque jamais à l'état de

pureté. Uni avec les $\frac{27}{25}$ de son poids de carbonate de chaux, il constitue un sel plus abondant, nommé dolomie, pesant 2,8 et cristallisé en rhomboïdes.

401. Le *carbonate de chaux* est un des corps les plus abondans dans la nature : on le désigne en général par le nom de pierre ou terre calcaire et par la propriété qu'il a de faire effervescence avec les acides, phénomène dû à l'acide carbonique qui se dégage. On en trouve dans toutes les espèces de terrains et sous un grand nombre de formes. Sa dureté est aussi très variable, rarement cependant il est à l'état de pureté absolue. Les principales variétés sont : les marbres, soit blancs, soit diversement colorés, soit unis, soit veinés et renfermant des coquillages ; les pierres calcaires compactes qui sont de la même nature que le marbre, tantôt à cassure vitreuse et susceptibles de recevoir le poli, tantôt à cassure grenue et quelquefois assez tendres pour être taillées à la hache et sciées avec la scie à dents ; l'albâtre, souvent d'une blancheur remarquable, toujours beaucoup plus tendre que le marbre et demi-transparent ; la craie est du carbonate de chaux quelquefois assez pur, quelquefois mêlé de silice ; les terres marneuses sont du carbonate de chaux mêlé d'argile et souvent coloré par l'oxide de fer ; les eaux naturelles renferment presque toujours un peu de carbo-

nate de chaux, quoiqu'insoluble, qui y est en dissolution à l'aide d'un excès d'acide ou d'autres sels : c'est à ce sel et au sulfate de chaux qu'il faut attribuer la propriété des eaux dures ; les *stalactites* ainsi que les tufs sont formés par les dépôts successifs d'eau chargée de carbonate de chaux.

Le carbonate de chaux se trouve aussi cristallisé sous un grand nombre de formes qu'on peut ramener par le clivage à un rhomboèdre ayant un angle de 105°.

Ce sel fait partie des terres cultivées et de presque toutes les terres.

C'est du carbonate de chaux qu'on extrait la chaux (312) et l'acide carbonique. Les pierres calcaires forment la presque totalité des pierres à bâtir, et tout le monde connaît les usages du marbre, soit en construction, soit en sculpture.

402. Les *carbonates de barite et de strontiane* sont blancs, insolubles : on les trouve quelquefois, mais rarement, dans la nature.

403. Le *corbonate de lithine* est blanc et exige cent fois son poids d'eau pour se dissoudre.

404. Le *carbonate de potasse* est très soluble dans l'eau, déliquescent ; la chaleur le fond, mais ne le décompose pas.

Lorsqu'on le désire pur, on l'obtient en projetant dans une bassine chauffée au rouge un mélange de deux parties de crême de tartre avec une de salpêtre. Pour les besoins des arts, on

l'extrait du tartre, sous le nom de cendre gravelée, et des plantes par la combustion : il porte dans le commerce simplement le nom de potasse.

Les potasses du commerce se préparent spécialement dans les pays où les bois sont abondans, en Russie, en Amérique. Pour cela, on réduit le bois en cendres, on lessive ces cendres dans l'eau bouillante, on vaporise la dissolution et on calcine le résidu cinq ou six heures dans un fourneau de réverbère; par là, on sépare les matières insolubles qui sont la silice, l'alumine, la chaux combinée aux acides carbonique ou phosphorique, les oxides de fer, etc. La dissolution contient encore du sulfate de potasse et de chlorure de potassium qui restent dans la potasse et en altèrent la pureté.

Quelques personnes lessivent préalablement à froid ce qui épargne un peu de combustible. Pour mieux épuiser les cendres et cependant avoir des lessives concentrées, on lessive plusieurs fois la même cendre, d'abord avec de la lessive qui a déja passé sur des cendres presque épuisées, et en dernier lieu avec de l'eau pure qui ensuite sert pour les lessives successives. Pour chauffer avec plus d'économie, on met plusieurs chaudières à la suite les unes des autres. Les résidus de la lessivation se nomment *charrées*, et s'emploient pour le verre noir (523),

pour les grandes coupelles (577) et comme engrais.

Les diverses qualités de bois donnent plus ou moins de cendre, la cendre plus ou moins de potasse brute, et celle-ci contient plus ou moins de potasse réelle, ce qui fixe principalement sa véritable valeur : on en fait l'essai comme celui des soudes (407). Voici les produits de divers végétaux, où l'on voit que les parties jeunes et herbacées produisent plus d'alcali que les parties ligneuses. 1000 parties de végétal desséché produisent :

	cendres.	alcali		cendres	alcali.
Tiges de maïs...	88	17,05	Fougère.....	36	4,25
Sarment.....	34	5,05	Absinthe.....	97	73
Buis.....	29	2,26	Fumeterre.....	219	79
Saule.....	28	8,25	Peuplier.....	12	0,07
Orme.....	24	3,05	Charme.....	11	1,02
Chêne.....	14	1,05	Tournesol	207	40
Tremble.....	12	0,07	Genet.....	30	13
Hêtre.....	7	1,05	Bruyère.....	29	8
Sapin.....	3	7	Fanes de pommes de terre avant la floraison.....		12
			— deux mois après...		6

Quantité de potasse réelle contenue dans les diverses potasses du commerce.

Potasse de Russie..... 56 pour 100.
— d'Amérique..... 62 *id.*

Potasse perlasse.....	53	pour cent.
— de Trèves.....	53	*id.*
— de Dantzick.....	44	*id.*
— des Vosges.....	32	*id.*
— à l'alcool (319)....	84	*id.*

Cette dernière, qui est la plus pure de toutes, contient 16 pour 100 d'eau.

La potasse du commerce a dans les arts un assez grand nombre d'emplois, dans la confection du salpêtre (475), de l'alun (434), du cristal (524), du savon mou (677), du bleu de Prusse (823) et pour les lessives; dans un grand nombre d'usages on peut la remplacer par la soude; aussi la consommation de potasse en France a-t-elle beaucoup diminué depuis l'établissement des fabriques de soudes artificielles (406). Le salpêtre et le cristal sont les seuls emplois où on ne puisse faire usage de cette dernière.

405. Le *carbonate de soude* est très soluble dans l'eau, cristallise par refroidissement, efflorescent, la chaleur le fond et vaporise l'eau qu'il contient; alors il ne se fond qu'à la chaleur rouge, mais ne se décompose pas.

Pour se procurer du carbonate de soude pur, on fait une dissolution de soude artificielle (406) à froid, afin de ne pas dissoudre le sulfure de potassium qu'elle contient. On évapore la dissolution, et on l'expose humide à l'air pendant dix ou douze jours, en la remuant; alors on

en forme une dissolution à chaud, qui laisse déposer par refroidissement des cristaux de carbonate de soude. On emploie quelquefois dans les arts le carbonate de soude ainsi cristallisé; mais on l'emploie plus souvent à l'état impur où on le trouve dans le commerce, sous le nom de soude : il est employé dans la confection du savon (677), du verre (523); il peut également remplacer la potasse pour les lessives. Nous allons passer en revue les diverses manières dont on obtient les soudes du commerce.

Le *natron* est un sel qu'on tire de l'Egypte; dans le désert à l'ouest du Delta, des lacs de plusieurs lieues de long dont l'eau est rougeâtre se dessèchent complètement en été et déposent à leur fond un carbonate de soude qu'on recueille et qu'on nomme natron; il y a des lacs pareils en Hongrie. Ce sel parait résulter de l'action du sel marin sur le carbonate de chaux, ces deux sels se décomposent mutuellement en partie, d'où résulte le carbonate de soude.

La *soude naturelle*, nommée *soude d'Alicante*, de *Malaga*, de *Carthagène*, etc., suivant le pays d'où elle vient, s'extrait des plantes marines, et porte aussi quelquefois des noms particuliers dans le pays, c'est ainsi que celle de Normandie se nomme *vareck*, nom de la plante d'où on l'extrait, celle de Narbone se nomme *salicor*.

La fabrication de la soude naturelle est très simple. Lorsque les plantes sont arrivées à leur plus grande croissance, on les coupe, on les fait sécher au soleil, et on les brûle dans des fosses d'environ 1 mètre $\frac{1}{2}$ en tous sens. Au bout de plusieurs jours de combustion, les cendres, qui se sont à demi fondues forment une masse compacte que l'on casse en morceaux pour la livrer au commerce.

Les soudes naturelles outre le carbonate de soude contiennent du sulfate de soude, des sulfures et chlorures de sodium, du carbonate de chaux, de l'alumine, de la silice, et de l'oxide de fer, les plus estimées sont celles d'Espagne.

Dans la teinture, on évite les soudes ferrugineuses, parce qu'après l'engallage elles font virer au noir, la chaux dans la même circontance donne une couleur lie de vin ; c'est pourquoi on emploie souvent le carbonate cristallisé connu sous le nom de sel de soude ; on le rend caustique en faisant passer la dissolution sur de la chaux.

406. Les *soudes artificielles*, outre le carbonate de soude contiennent de la soude caustique, du chlorure de sodium et du sulfure de calcium. On peut les obtenir de plusieurs manières : voici celle qui est la plus usitée et peut-être la seule employée aujourd'hui. On mêle 90 k. de sulfate de soude sec, 90 k. de craie en pou-

dre, 50 de charbon de bois ou de terre, également en poudre, et on calcine ce mélange dans un fourneau de réverbère (585), à une température rouge; on remue trois ou quatre fois par heure, au bout de deux heures et quart environ, la matière est devenue pâteuse, on la remue bien et on l'extrait du fourneau; on obtient ainsi 150 k. de soude artificielle. Dans cette opération, le charbon réduit le sulfate de soude en absorbant son oxigène, à du sulfure de sodium, alors il se fait un échange entre ce sodium et le calcium contenu dans la craie ou carbonate de chaux, celui-ci s'unit au soufre du sulfure ce qui forme du sulfure de calcium et le sodium prenant la place du calcium forme avec l'oxigène et l'acide carbonique auxquels celui-ci était uni, du carbonate de soude; mais une partie de l'acide carbonique et du soufre ainsi que de l'hydrogène sulfuré, se dégagent pendant l'opération, c'est pourquoi la soude artificielle contient aussi de la soude caustique.

Le sulfate de soude d'où on extrait la soude se fait dans les fabriques même de soude, en faisant agir de l'acide sulfurique sur du sel marin, ou chlorure de sodium. Les deux principes du chlorure de sodium s'unissent aux élémens de l'eau, le chlore forme avec l'hydrogène de l'acide hydrochlorique qui se dégage, et le sodium avec l'oxigène forme de la soude qui s'u-

nit à l'acide sulfurique ce qui forme du sulfate de soude.

Beaucoup de fabriques de soude laissent échapper l'acide hydrochlorique dans l'atmosphère ce qui nuit à la végétation à une demi-lieue à la ronde, et met quelquefois les fabricans dans le cas de payer des dommages-intérêts; à Paris on décompose le sel marin dans des cylindres de fonte et on recueille l'acide hydrochlorique en faisant rendre les vapeurs par des conduits jusque dans des réservoirs d'eau, à la surface de laquelle on le fait circuler jusqu'à ce qu'elle en soit en partie saturée.

Nous avons déja dit (404) que la soude peut remplacer la potasse dans presque tous ses emplois; quelques préjugés s'y opposent encore et empêchent cette substitution d'être aussi complète qu'elle devrait l'être; car il y a souvent une grande économie et c'est aujourd'hui substituer un produit français à un produit étranger. 100 k. de sel de soude contenant 80 pour 100° de soude pourraient remplacer 133 k. de potasse contenant 60 pour 100 d'alcali, et cela coûterait [illegible] fr. au lieu de 200 fr., ce qui ferait 40 pour cent d'économie.

407. La valeur vénale des soudes aussi bien que celle des potasses doit être principalement déterminée par leur richesse en alcali, voici celles des principales soudes du commerce :

Soude d'alicante	de 25	à 40	pour	100.
— d'aigues mortes	de 4	à 6		id.
— de vareck	de 2	à 3		id.
Vedasses	de 15	à 25		id.
Natron	de 20	à 30		id.
Soudes artificielles....	de 30	à 35		id.
Sel de soude.....	de 70	à 80		id.

Pour connaître la quantité de soude ou de potasse réelle contenue dans celles qu'on trouve dans le commerce, ce qu'on nomme son titre, on emploie l'acide sulfurique; l'instrument destiné à cet usage se nomme alkalimètre; voici les élémens d'un instrument de ce genre, ayez un tube contenant $\frac{1}{2}$ décilitre, sur lequel vous marquerez une échelle divisée en 100 parties; remplissez le jusqu'à la 31e division d'acide sulfurique pesant 1,524 (50° Baumé), achevez de remplir avec de l'eau et agitez bien le mélange; d'autre part dissolvez 10 grammes de la soude à essayer dans trois ou quatre décilitres d'eau froide, et après une heure de digestion, filtrez et lavez la soude dans une nouvelle quantité d'eau que vous réunirez avec la première; la dissolution rougira fortement le papier de curcuma, versez-y peu à peu de la dissolution acide ci-dessus, jusqu'à ce que le liquide ne rougisse plus le curcuma; le nombre de division du tube gradué qu'on aura été obligé d'employer représentera le nom-

bre de centièmes de soude absolue contenus dans la soude en expérience.

La potasse s'essaye de même en mettant dans le tube 21 parties d'acide au lieu de 31.

408. Le *carbonate* de *manganèse*, se trouve dans la nature cristallisé en rhomboèdre, assez rarement il a une teinte rougeâtre, est rarement pur, mais renferme de la chaux, du fer, de la silice.

409. Le *carbonate de zinc* se trouve aussi en cristaux à faces parallèles, il a été long-temps confondu avec la *calamine* à laquelle il est presque toujours mélangé.

410. Le *carbonate* de *fer*, plus abondant que les précédens, forme à lui seul des amas assez considérables pour être exploités comme mines de fer; sa structure varie, elle est quelquefois lamellaire, d'autrefois cristalline, il est rarement blanc, plus souvent jaune ou rougeâtre; on le trouve dans les départemens des Basses-Pyrenées, de l'Isère, et de la Loire; à Saint-Etienne, il est en rognons mêlés à la houille qu'on exploite en même temps, il en est de même de beaucoup de mines en Angleterre.

411. Il existe trois *carbonates de cuivre* : l'un est brun, c'est un carbonate avec excès de base puisque l'oxigène du deutoxide de cuivre qu'il contient est égal à l'oxigène renfermé dans l'acide carbonique, il est entièrement privé d'eau.

Un autre nommé *malachite* est vert et ne diffère du précédent qu'en ce qu'il contient 8 pour cent d'eau, il est susceptible de recevoir le poli et offre des veines en forme de cercles concentriques ; le troisième est bleu, il contient moins d'oxide de cuivre que les précédens, et cependant c'est encore un sous-carbonates, car il ne contient en oxide de cuivre que les $\frac{2}{5}$ de ce qu'il faudrait pour constituer un carbonate parfait. Ce carbonate se trouve dans la nature comme le précédent ; on le nomme *bleu de montagne*, ces divers carbonates constituent en partie les mines de cuivre, à Chessy ils les constituent entièrement.

412. On prépare un carbonate de cuivre sous le nom de *cendres bleues*, qui est employé en peinture et surtout pour les papiers peints.

On le prépare en dissolvant d'abord le cuivre dans l'acide sulfurique, puis on le précipite par la potasse du commerce ou cabonate de potasse, et on met égoutter le résidu, qu'on livre encore humide aux fabricans de papiers peints. On pourrait remplacer avec avantage la potasse par la soude. Un peu d'acide hydrochlorique que renferme toujours l'acide sulfurique du commerce et de chaux que renferme la potasse forment une petite quantité de chlorure de calcium qui n'est point inutile, sans lui les cendres bleues se dessèchent trop et prennent un aspect terne, les

cendres bleues forment une fort belle couleur, mais elle est très peu solide, elle verdit à l'air et surtout au soleil.

413. Le *carbonate de plomb* se trouve quelquefois dans la nature, mais jamais en grande masse, de sorte qu'il est sans usage; il n'en est pas de même de celui qui est le produit de l'art, il forme une industrie assez importante sous le nom de *blanc de plomb*, ou *blanc de céruse*, dont on fait un usage fréquent dans la peinture.

Le blanc de plomb se fabrique de deux manières, la première consiste à faire bouillir de l'acide acétique (593) sur de la litharge calcinée, à laquelle on peut mêler du plomb métallique, jusqu'à ce que l'acide n'en dissolve plus; par là on obtient une dissolution de sous-acétate de plomb (599), on y fait passer de l'acide carbonique qui se combine avec l'excès d'oxide de plomb que contient le sous-acétate, et forme le carbonate qui se précipite; on décante et on lave le précipité, on l'égoutte; c'est de la céruse de première qualité. Le liquide qu'on a retiré de dessus est de l'acétate de plomb, sans excès d'oxide, on le ramène à son premier état en le faisant bouillir sur de l'oxide de plomb comme la première fois. Tel est le procédé par lequel on obtient la céruse à Clichy.

La céruse de Hollande et celle d'Allemagne s'obtiennent par un autre procédé, qui était

aussi suivi autrefois en France. On met quelques centimètres de vinaigre au fond de pots de six à huit litres de capacités (en Hollande on emploie le vinaigre de grain), on pose au-dessus et très près, des lames de plomb coulées, sur des supports qui les empêchent de toucher le vinaigre, on couvre les pots et on les enterre dans le fumier ou le tan ; au bout de 50 ou 60 jours, on retire les pots, et les lames de plomb sont recouvertes d'une couche de carbonate de cuivre avec un peu d'acétate ; on sépare cette couche du plomb resté métallique, et en la réduisant en poudre et la lavant, l'eau dissout l'acétate et le carbonate se dépose au fond du liquide.

En Autriche à Kremps au lieu d'entourer les pots de fumier, on les tient artificiellement à une température un peu élevée, cela donne un blanc de plus belle qualité.

Les marchands falsifient la céruse en y mêlant de la craie et du sulfate de barite ; pour le reconnaître, on en place un peu dans une cavité sur un charbon allumé, on souffle dessus, la céruse se réduit en plomb qui se fond tandis que la craie reste blanche.

Article V.

Phosphates.

414. L'acide phosphorique se combine aux

bases salifiables en cinq proportions différentes; dans les phosphates neutres l'oxigène de la base est les $\frac{4}{10}$ de celui de l'acide, dans les bi-phosphates il n'en est que les $\frac{2}{10}$, et $\frac{8}{10}$ dans les phosphates bi-basiques; les deux autres phosphates sont intermédiaires entre les précédens, dans l'un qu'on nomme sesqui-phosphate, l'oxigène de la base est les $\frac{6}{10}$ de celui de l'acide, et les $\frac{5}{10}$ dans l'autre qu'on nomme phosphate sesqui-basique.

Les phosphates neutres et les souphosphates sont presqu'insolubles excepté ceux de potasse et de soude, mais les phosphates acides sont solubles, un grand nombre d'acides décomposent les phosphates, mais en partie seulement lorsque le sel formé n'est pas absolument insoluble, par exemple l'acide sulfurique ramène le phosphate neutre de chaux à l'état de phosphate acide qui se dissout dans le liquide, l'acide hydrochlorique produit le même effet. Le charbon à l'aide de la chaleur décompose les phosphates en enlevant l'oxigène à l'acide phosphorique; mais la décomposition n'est que partielle, si le métal des phosphates n'est pas réductible par le charbon; dans ce dernier cas, il se produit un phosphure et de l'acide carbonique, ou bien le phosphore se vaporise, si la chaleur est assez intense.

Les phosphates se préparent directement en unissant la base à l'acide phosphorique.

415. Le *sousphosphate d'alumine* se trouve

dans la nature sous forme de globules rayonnés, ce minéral porte le nom de *wavellite*.

416. Le *phosphate de magnésie* combiné avec celui d'ammoniaque constitue les calculs qui se forment dans la vessie, principalement des chevaux, mais qui sont souvent aussi formés de phosphate de chaux.

417. Le *phosphate de chaux* est un des sels les moins rares, il forme les $\frac{2}{5}$ des os et une partie de presque toutes les matières animales et de quelques matières végétales, notamment des céréales. A Lagrosan en Espagne, il forme des montagnes entières et on l'y emploie comme pierre de construction; on le trouve aussi quelquefois cristallisé en prismes hexagones.

Le phosphate neutre est insoluble, s'obtient en versant du chlorure de calcium dans du phosphate de soude, est sans usage; le phosphate sexqui-basique s'obtient en versant au contraire du phosphate de soude dans du chlorure de calcium, c'est lui qu'on trouve dans la nature comme nous l'avons dit ci-dessus, le phosphate des os contient un peu moins de chaux, on l'emploie pour en extraire le phosphore (46).

Le *bi-phosphate* est celui qui se forme par l'action de l'acide sulfurique dans la fabrication du phosphore, mais cet acide ne doit être que $\frac{1}{8}$ du poids des os si l'on veut qu'il n'y en ait

point dans le liquide après l'opération. Il cristallise en petites lames.

418. Le *phosphate neutre de barite* s'obtient comme celui de chaux, il est blanc et insoluble. Le *sesqui-phosphate* s'obtient en versant dans l'alcool une dissolution de phosphate dans l'acide phosphorique, et lavant le précipité à l'alcool. Le *bi-phosphate* s'obtient en faisant cristalliser par évaporation une dissolution de phosphate dans l'acide phosphorique.

Il en est de même des *phosphates de strontiane.*

419. Le *phosphate de potasse* se trouve dans quelques semences; on obtient le phosphate neutre en unissant directement la potasse à l'acide phosphorique; le bi-phosphate s'obtient comme celui de barite.

420. Les *phosphates de soude* sont analogues à ceux de potasse; on en rencontre dans les urines; le neutre se fond en un verre qui devient opaque par le refroidissement.

421. Le *phosphate de manganèse* se trouve uni à celui de fer, à l'état de phosphate bi-basique dans du granit près de Limoges, il est brun rougeâtre.

422. Le *phosphate de fer* se trouve uni comme nous venons de le dire à celui de manganèse, on le rencontre encore sous forme de

cristaux bleus, dans les mines de Cornouailles, en masse à l'île de France, etc.

423. Le *phosphate de cobalt* s'obtient en décomposant le nitrate de cobalt par le phosphate de soude.

Chauffé encore humide avec huit fois son poids d'alumine et calciné il fournit une belle couleur bleue propre à remplacer l'outre-mer. On en obtient une pareille par la calcination de l'alumine avec le nitrate de cobalt.

Le *phosphate d'urane* est jaune, on le trouve en lames carrées, on en trouve en Angleterre et en Sibérie qui est coloré en vert par du cuivre.

424. Le *phosphate de cuivre* est bleu, se trouve cristallisé en rhomboïde.

425. Le *phosphate de plomb* neutre se rencontre dans les mines de plomb sulfuré de Lacroix en France et du Hartz; il est le plus souvent vert ou jaune; à l'état de pureté il est blanc et s'obtient comme celui de barite; on obtient les sousphosphate par l'action de l'ammoniaque sur le phosphate neutre et lavant le résidu; le phosphate acide s'obtient en versant du phosphate acide de soude dans du chlorure de plomb.

426. Le *phosphate d'argent* est d'un jaune clair, il s'obtient en versant du phosphate de soude dans du nitrate d'argent.

ARTICLE VI.

Phosphites et hypo-phosphites.

427. Les *phosphites* ont été peu examinés et offrent peu d'intérêt pour l'objet qui nous occupe, ils peuvent être comme les phosphates neutres, acides ou avec excès de base, ceux de potasse, soude, ammoniaque sont solubles dans l'eau, les autres ne le sont pas. Les phosphites, contiennent autant de base que les phosphates, de même que les sulfites à l'égard des sulfates (464) de sorte que la composition des phosphates donne celle des phosphites et que ceux-ci en s'oxidant passent à l'état de phosphates aussi neutres que l'était le phosphite employé.

428. Les *hypo-phosphites* au contraire des phosphites sont très solubles, quelques-uns en toute proportion ; celui de potasse est plus déliquescent que le chlorure de calcium. Sans usage.

ARTICLE VII.

Sulfates.

429. Ce genre de sel est le plus intéressant sous tous les rapports, l'acide sulfurique est sus-

D'autres sulfates notamment celui de fer sont susceptibles de s'unir aussi au sulfate d'alumine, mais de tous ces sels doubles l'alun seul présente assez d'intérêt pour que nous l'examinions.

Pendant long-temps l'alun a été regardé comme du sulfate d'alumine, mais il contient en outre, comme nous l'avons dit, du sulfate de potasse ou d'ammoniaque, celui qui contient de la soude étant plus difficile à obtenir ne se trouve pas dans le commerce. L'alun rougit le tournesol, l'eau n'en dissout que $\frac{1}{15}$ de son poids à la température ordinaire, à 100° elle en dissout plus que son poids, il cristallise par refroidissement en octaèdres; à une chaleur modérée il fond et se prend en une masse qu'on nomme *alun de roche*; une chaleur plus forte lui fait perdre son eau de cristallisation, il devient d'un blanc mat et plus difficilement soluble dans l'eau, à cet état on l'emploie en pharmacie sous le nom d'alun calciné; la chaleur rouge décompose le sulfate d'alumine, vaporise une partie de son acide sulfurique et décompose l'autre, mais le sulfate de potasse ne se décompose pas, si l'alun est à base d'ammoniaque le résidu est de l'alumine pure. Lorsqu'on calcine l'alun avec $\frac{1}{8}$ de son poids de charbon, ou mieux avec des matières végétales telles que du sucre ou du miel, le sulfate de potasse est ramené à l'état de sulfure, et la masse brune qu'on obtient a la propriété de s'enflam-

mer au contact de l'air et surtout de l'air humide, on la nomme *pyrophore*.

L'alun à base d'ammoniaque ne produit pas de pyrophore, d'ailleurs il ressemble tellement à l'autre qu'il est impossible de l'en distinguer à moins de le calciner ou par les moyens d'analyse (856).

Les aluns qu'on trouve dans le commerce contiennent tous une quantité de sulfate de fer qui varie depuis $\frac{1}{2000}$ comme dans l'alun de Rome jusqu'à $\frac{1}{1000}$ comme dans l'alun de Liège; en faisant cristalliser l'alun après l'avoir fait dissoudre, on peut le rendre aussi pur et même plus que celui de Rome. On reconnaît la présence du fer dans l'alun au moyen d'une dissolution de cyanno-ferrate de potasse (822), on en verse quelques gouttes dans une dissolution de l'alun à éprouver, ce qui détermine dans la liqueur une teinte bleuâtre si l'alun contient du fer, la pureté de l'alun est fort importante sous ce rapport, car le peu de fer qu'il contient est nuisible dans la teinture sur soie et sur coton, surtout dans les couleurs claires, c'est pourquoi on ne doit employer que l'alun de Rome ou l'équivalent; l'alun de Liège, par exemple, verdirait le jaune obtenu au moyen de la gaude.

Dans le commerce, on prend indifféremment l'alun à base de potasse ou d'ammoniaque : ce dernier cependant, à prix égal, est préféré par

quelques personnes, parce qu'il contient un peu plus de sulfate d'alumine.

100 d'alun à base de potasse sont formés de : sulfate d'alumine, 36,85 ; sulfate de potasse, 18,15 ; eau, 45 ; et 100 d'alun à base d'ammoniaque de : sulfate d'alumine, 38,885 ; sulfate d'ammoniaque, 12,961 ; eau, 48,154

433. On emploie l'alun dans la préparation des peaux (833), du suif (812), du papier (778) et en teinture (727). Ces divers usages en consomment en France plus de 5 millions de kilog. La teinture seule en consomme 4. On l'emploie aussi en médecine comme astringent, ou lorsqu'il est calciné comme escarotique.

434. Nous citerons quatre méthodes de préparer l'alun.

La première est en usage à Solfatare, dans le royaume de Naples. Des feux souterrains échauffent le sol jusqu'à 40°, et sa surface se recouvre d'efflorescences blanches, qui sont en grande partie composées d'alun ; on dissout dans l'eau toute la partie soluble, et on évapore la dissolution dans de grandes chaudières qu'on enterre dans le sol : l'alun se dépose au fond de ces chaudières.

La seconde est employée à Tolfa, pour extraire l'alun d'un minérai qui est pierreux, compact et entièrement insoluble dans l'eau, parce qu'il contient un excès d'alumine, intimement unie

à l'alun et à une petite quantité d'eau. On le calcine dans un four, ce qui prive l'alumine d'une petite quantité d'eau qui la retenait en combinaison; alors elle se sépare de l'alun : on l'expose à l'air pendant deux ou trois mois, en l'arrosant un peu; ensuite, en la lessivant, l'eau dissout l'alun et laisse l'alumine pour résidu. Si on calcinait trop, l'alun lui-même se décomposerait et on aurait un produit moins abondant; par l'évaporation la dissolution fournit des cristaux d'alun d'une grande pureté. Il porte le nom d'alun de Rome.

La troisième consiste à former d'abord du sulfate d'alumine avec du sulfure de fer argilleux. Cette fabrication est souvent réunie à celle du sulfate de fer (448). Lorsque le sulfure de fer est uni à des schistes compacts, comme à Liège, on l'expose d'abord à l'air pendant vingt à trente jours, ensuite on le dispose couche par couche avec du bois et on met le feu; la combustion s'achève lentement, on lessive le résidu, la dissolution contient un peu d'alun, en raison de la potasse qu'a fournie la combustion du bois, et beaucoup de sulfate d'alumine, formé par l'union de l'alumine des schistes avec l'acide sulfurique résultant de la combustion du soufre, du sulfure de fer. Après avoir obtenu une première cristallisation d'alun, on en obtient une nouvelle quantité par une addition de sulfate de potasse.

Lorsque le sulfure de fer est mêlé à de l'argile non compacte, comme dans les départemens de l'Aisne, de l'Aveyron et de l'Oise, on se dispense de le calciner, et on obtient tout à la fois de l'alun et du sulfate de fer. On expose à l'air le sulfure argilleux qu'on a extrait de la terre par couches d'un mètre environ, on les arrose pour les entretenir humides. Au bout d'un an, le soufre de sulfure, en se combinant peu à peu à l'oxigène, s'est transformé en acide sulfurique, et la matière contient des sulfates de fer et d'alumine: on la lessive et on vaporise la dissolution dans des chaudières de plomb, le sulfate de fer cristallise et le sulfate d'alumine reste en dissolution. On lave les cristaux de sulfate de fer avec une petite quantité d'eau, et on le fait sécher. Quant au sulfate d'alumine que contient encore le liquide, on y dissout à chaud du sulfate de potasse ou d'ammoniaque, l'alun cristallise par le refroidissement, et on le purifie par une nouvelle dissolution suivie d'une cristallisation.

En calcinant la mine comme celle qui est compacte, on obtiendrait en moins de temps plus d'alun, mais moins de sulfate de fer; ce qui peut être avantageux, si le premier est cher et le second bon marché. Dans tous les cas, on traite de cette manière le résidu de la lixivation.

La quatrième méthode consiste à se procurer du sulfate d'alumine par l'action de l'acide sulfu-

rique sur de l'argile riche en alumine et aussi exempte de fer que possible : on calcine préalablement l'argile, afin de suroxider le fer, afin qu'il s'en dissolve moins dans l'acide, et après l'avoir réduit en poudre, on la met dans de chaudières de plomb avec de l'acide sulfurique étendu d'eau : on chauffe et on remue. En décantant, on obtient du sulfate d'alumine qu'on traite comme ci-dessus par du sulfate de potasse ou d'ammoniaque. En employant le résidu provenant de la fabrication de l'acide nitrique (291), on peut obtenir immédiatement de l'alun sans addition de sulfate de potasse.

435. Le *sulfate de glucine* est blanc, analogue à celui d'alumine. Sans usage.

Le *sulfate d'yttria* est dane le même cas.

436. Le *sulfate de magnésie* est amer ; il s'emploie en médecine comme purgatif, sous le nom de sel d'Epsum ou de Sedlitz. Il cristallise en prismes quadrangulaires, est efflorescent et décomposable par une chaleur très intense : il existe dans les eaux d'Epsum, Sedlitz, etc. On l'obtient de plusieurs manières.

On l'extrait facilement des eaux qui le tiennent en dissolution par l'ébullition et le refroidissement.

En Italie, on l'obtient de schistes contenant du sulfure de fer et de magnésie, de la même manière que nous l'avons expliqué (434) pour le

sulfate d'alumine; mais ici il ne se forme presque pas de sulfate de fer; on décompose le peu qui s'est formé avec un peu d'eau de chaux qui en précipite l'oxide de fer. Il faut plusieurs cristallisations pour l'obtenir aussi beau que celui d'Epsum.

On forme aussi ce sel au moyen du carbonate double de chaux et de magnésie (400). On calcine ce carbonate pour en chasser l'acide carbonique; on éteint la chaux qui en résulte, et lorsqu'on l'a réduite en bouillie, on y verse juste assez d'acide hydrochlorique pour dissoudre la chaux : la magnésie reste seule, il suffit de la dissoudre dans l'acide sulfurique.

437. Le *sulfate de barite* est blanc, d'une insolubilité absolue dans l'eau; à peine s'en dissout-il dans l'acide sulfurique concentré; aussi dès que deux composés contenant l'un de la barite, l'autre de l'acide sulfurique, sont en contact, le sulfate de barite se forme sur-le-champ et se précipite, n'y en aurait-il que $\frac{1}{10000}$ du liquide. Ce sel entre en fusion à une température très élevée; c'est pourquoi on l'emploie comme fondant dans les fonderies de cuivre de Birmingham. C'est un des minéraux les plus pesans; c'est pourquoi on l'a nommé spath pesant. Mêlé avec de la farine et de l'eau, et chauffé au rouge, il devient lumineux dans l'obscurité et a reçu le nom de *phosphore de Bologne*.

438. Le *sulfate de strontiane*, plus rare que le précédent, a les mêmes propriétés, et on l'a long-temps confondu avec lui : il est cependant plus soluble dans l'acide sulfurique, et il communique à la flamme du chalumeau une couleur rouge, tandis que le sulfate de barite lui donne une couleur bleue.

439. Le *sulfate de chaux* est sans couleur, lorsqu'il est pur et cristallisé : un feu violent le vitrifie en un émail blanc, opaque. Privé d'eau et exposé à l'air, il en absorbe jusqu'à $\frac{1}{5}$ de son poids. Il n'est soluble que dans 300 fois son poids d'eau.

Ce sel est un des plus abondans dans la nature ; il s'y présente sous divers états, en cristaux fibreux, lamellaires, transparens ou colorés par l'oxide de fer.

440. Plus souvent en masses compactes qu'on exploite sous le nom de gypse ou pierre à plâtre, comme à Montmartre, auprès de Paris. Le sulfate de chaux, pour se transformer en plâtre, doit être cuit comme la chaux (312), de manière à le priver de son eau de cristallisation ; s'il est trop cuit, il éprouve une demi-vitrification qui le rend inattaquable à l'eau. Lorsque le plâtre est cuit, on le réduit en poudre par des procédés mécaniques qui varient suivant les pays. Dans les lieux où il n'est pas très commun et où on l'emploie pour enduits et non pour

bâtir, on le broie sous des meules et on le tamise; dans les lieux où il est très commun, comme à Paris, on le casse et on le bat avec de gros bâtons, et on le tamise, le fin s'emploie pour les enduits, et le grossier est employé pour bâtir les murs. Le meilleur plâtre pour les constructions est celui qui durcit le plus; il contient environ 15 pour 100 de chaux; s'il n'en contenait pas naturellement autant, on le bonifierait en y mêlant de la chaux. Pour employer le plâtre, on le mêle avec environ un égal volume d'eau; on le brasse, ce qu'on appelle gâcher; bientôt le mélange s'épaissit, on l'emploie promptement. Le sulfate de chaux qui a été privé par la cuisson de son eau de cristallisation, s'empare de celle avec laquelle il est en contact, cristallise confusément, s'échauffe et devient en peu d'instans si dur, qu'on ne pourrait plus l'employer, si on ne l'avait pas fait avec assez de promptitude. Lorsqu'on y mêle moins d'eau, ce qu'on appelle gâcher serré, il devient plus dur et le devient plus vite, ce qui le rend plus difficile à employer. Le plâtre le plus beau, choisi, broyé et tamisé avec soin, est réservé pour la sculpture, lorsqu'il est très blanc : il contient moins de chaux, devient moins dur, mais il est plus fin.

Lorsqu'on gâche le plâtre avec de l'eau contenant un peu de colle-forte; en y mêlant çà et là des matières colorantes lorsqu'il commence

à s'épaissir, on obtient une masse susceptible de recevoir un certain poli qu'on nomme *stuc* et dont on revêt des murs, piliers, colonnes, etc. Avec de la chaux et de la poudre de marbre blanc, on fait aussi un stuc bien plus long à durcir que le précédent, mais qui résiste mieux aux intempéries, et est par cela préférable pour être employé à l'extérieur.

Les échantillons qui sont d'un beau blanc ou veinés de couleurs agréables, s'emploient pour vases, pendules, etc. Sous le nom d'*albâtre*, qu'il ne faut pas confondre néanmoins avec le vrai albâtre qui est plus dur et qui est du carbonate de chaux (401).

On trouve encore le sulfate de chaux en couches compactes; cristallisé sans eau de cristallisation, alors il ne blanchit pas au feu et n'est pas propre à la confection du plâtre.

Il est souvent en dissolution dans les eaux; par exemple, l'eau des puits de Paris en est saturée, ce qui la rend impropre à la cuisson des légumes et au savonnage, parce que l'acide du sulfate se combinant avec l'alkali du savon, la graisse de celui-ci forme avec la chaux, un savon insoluble qui produit dans le liquide un précipité cailleboté; mais on peut rendre ces eaux très propres au savonnage, et même à la cuisson des légumes, en y dissolvant 260 grammes de carbonate de soude par hectolitre d'eau, laissant

déposer et décantant l'eau quelques instans après.

441. Le *sulfate de lithine* s'obtient en unissant directement la lithine avec l'acide sulfurique; il est très soluble dans l'eau, fusible à une haute température, plus fusible lorsqu'il est mêlé de sulfate de chaux, cristallise d'une manière irrégulière, est susceptible de former avec le sulfate d'alumine un sel analogue à l'alun. Sans usage.

442. Le *sulfate de potasse*, connu aussi sous le nom de *sel de duobus*, est blanc, amer, légèrement purgatif, et employé comme tel, soluble dans 10 fois son poids d'eau à 12°, et dans 4 fois à 100°; au feu il décrepite d'abord et ensuite se fond; uni au sulfate d'alumine, il constitue l'alun (432), c'est un de ses principaux usages; versé dans une dissolution de nitrate de chaux, les bases de ces deux sels échangent leurs acides, le sulfate de chaux se précipite, le nitrate de potasse ou salpêtre reste en dissolution, c'est ainsi qu'on l'emploie dans la fabrication de ce dernier. On l'obtient en unissant directement l'acide sulfurique à la potasse ou au carbonate de potasse, l'acide carbonique s'échappe à l'état de gaz, puis on fait cristalliser la dissolution par évaporation et refroidissement.

443. Le *sulfate de soude*, connu aussi sous le nom de *sel de Glauber*, lorsqu'il est cristallisé est d'une transparence remarquable, et con-

tient moitié de son poids d'eau de cristallisation, efflorescent, très amer, purgatif et employé comme tel à la dose de 300 à 400 grammes dissous dans plus ou moins d'eau; il est soluble dans 20 fois son poids d'eau à 0°, dans deux fois à 33°, et chose remarquable, passé ce degré il devient de moins en moins soluble, à 100° l'eau n'en dissout que $\frac{2}{5}$; exposé au feu, il fond d'abord dans son eau de cristallisation, après qu'il l'a perdue, il fond de nouveau au-dessus de la chaleur rouge; il peut comme la potasse former de l'alun (432) mais plus difficilement. Son principal usage est dans la fabrication des soudes artificielles (406). On l'obtient de plusieurs manières : 1° dans les eaux d'où on extrait le sel marin comme à Château-Salins, il y a toujours du sulfate de soude qui se rassemble sur les bords des chaudières uni à du sulfate de chaux, on ramasse ces flocons nommés *schlot*, et par l'eau chaude on dissout le sulfate de soude qui cristallise par refroidissement; ce sel obtenu de cette manière ne fait qu'une bien faible partie de celui qu'on emploie. Le deuxième procédé consiste à décomposer le sel marin par l'acide sulfurique : c'est ainsi qu'on l'obtient dans toutes les fabriques de soude.

444. *Sulfate de manganèse.* Il existe quatre sulfates de manganèse : 1° celui de protoxide, qui est blanc, très soluble, cristallisable, et

s'obtient en calcinant un mélange de peroxide de manganèse et d'acide sulfurique, et le dissolvant ensuite dans l'eau; 2° le sous-sulfate de protoxide est le résidu insoluble de l'opération précédente; 3° celui de deutoxide qui est à peine connu; 4° on considère comme sulfate de peroxide la dissolution à froid de ce peroxide dans l'acide sulfurique concentré; il est rouge, l'eau et la chaleur le décomposent.

445. Le *sulfate de zinc*, connu dans le commerce sous le nom de *vitriol blanc*, est blanc, cristallise en prismes quadrangulaires, contenant $\frac{4}{5}$ d'eau de cristallisation, efflorescent, d'un goût âcre, vomitif, et employé comme tel avant la découverte de l'émétique, s'emploie aussi comme astringent. Il est soluble dans deux fois et demi son poids d'eau à 15° et une fois et demi seulement à 100°. Exposé au feu, il fond et perd son eau de cristallisation. On l'obtient en grillant la blende (181) dans un fourneau avec le contact de l'air; de là résulte du sulfate de zinc et de plomb et souvent un peu de fer ou de cuivre; on dissout dans l'eau, on décante, on évapore, et lorsque la dissolution est assez concentrée, elle se prend par le refroidissement en une masse blanche qu'on livre au commerce sous le nom de vitriol blanc. Pour l'obtenir pur, il faudrait faire bouillir la dissolution sur de l'oxide de zinc, pour en précipiter les autres métaux.

446. *Sulfate de fer.* Il y a plusieurs sulfates de fer : 1° le sulfate de protoxide, connu dans le commerce sous le nom de *couperose verte*, est d'un vert émeraude lorsqu'il est pur, cristallise en rhumboïdes transparens, contenant moitié d'eau, efflorescent, styptique. Il est soluble dans deux fois son poids d'eau à 10°, et dans les trois quarts à 100°. Exposé au feu, il se fond, perd peu à peu son eau de cristallisation, et devient blanc; une chaleur rouge en sépare de l'oxigène, de l'acide sulfureux et de l'acide sulfurique anhydre : c'est ainsi qu'on obtient l'acide de Nordhausen (294); le résidu est du tritoxide de fer. 2° Le sulfate de peroxide se forme en exposant à l'air une dissolution du précédent; elle absorbe l'oxigène : il se dépose peu à peu une poudre jaune, et le sulfate de peroxide reste en dissolution. Il se forme aussi en mêlant 8 de protoxide, 2 d'acide sulfurique et 1 d'acide nitrique, le tout supposé sec, et évaporant la dissolution jusqu'à siccité. Il est orangé, soluble, incristallisable. 3° Le sous-sulfate de peroxide contient trois fois moins d'acide que le neutre; c'est lui qui se dépose en poudre jaune dans l'exposition du sulfate de protoxide à l'air. 4° L'acide sulfurique se combine aussi avec les oxides de fer intermédiaires aux protoxide et peroxide (329); mais comme une addition graduelle d'alkali en précipite successivement du protoxide et du peroxide,

on peut les considérer comme un mélange des deux premiers sulfates dont nous avons parlé ci-dessus.

447. Les usages du sulfate de protoxide de fer sont très importans. On l'emploie dans la teinture pour les jaunes-orangés, les noirs, les gris (758) et l'indigo (752); dans la fabrication de l'encre (614), du bleu de Prusse (823), du colcothar (329) et dans la dorure sur porcelaine (511). Les usages du sulfate de peroxide sont au contraire très restreints : la couperose, exposée à l'air, se transforme en partie en sulfate de peroxide, et peut s'employer en teinture pour obtenir des jaunes plus rouges qu'avec le sulfate de protoxide (745).

448. Le sulfate de fer s'obtient pour les besoins du commerce par plusieurs procédés. Nous en avons déja indiqué un (434). Par ce procédé, la fabrication de ce sel est réunie à celle de l'alun.

On obtient aussi du sulfate de fer en versant de l'acide sulfurique étendu de 8 fois son poids d'eau sur du fer en petits morceaux, en tournure ou en fils; lorsque l'action à froid a cessé, on porte le liquide à l'ébullition, ensuite on décante et on laisse refroidir à l'abri du contact de l'air; il se dégage dans l'action beaucoup de gaz hydrogène (34). Il faut, pour que le sulfate soit le moins acide possible, employer plus de

fer que l'acide n'est capable d'en dissoudre. Ce procédé, employé dans les laboratoires, ne convient dans les fabriques que dans le cas où l'acide sulfurique est bon marché et le prix du sulfate de fer élevé. Ce sel est, comme nous l'avons dit, d'un vert-émeraude; cependant dans le commerce, par un préjugé dont la cause est inconnue, on n'estime que celui qui est d'un vert-brun : c'est pourquoi, dans les fabriques, on y mêle avant la cristallisation, de l'infusion de noix de galle qui en change la couleur sans en changer la qualité.

449. Les *sulfates d'étain* sont à peine connus, et sans usage.

450. Le *sulfate de cadmium* ressemble à celui de zinc : il est sans usage.

451. Le *sulfate de bismuth* est blanc, et s'obtient en traitant le métal par l'acide sulfurique, à l'aide de la chaleur.

452. Le *sulfate de cérium*, protoxidé, est blanc, sucré, soluble, difficilement cristallisable, et s'obtient directement; celui de deutoxide s'obtient aussi directement : il est orangé.

453. Le *sulfate de cobalt* est rose, très soluble dans l'eau, cristallise en prismes, s'obtient en traitant un oxide quelconque de cobalt par l'acide sulfurique. Si l'oxide employé contient trop d'oxigène, il se dégage; car l'acide sulfu-

rique n'est pas susceptible de s'unir avec le peroxide de cobalt.

454. Le *sulfate de cuivre* contient toujours le cuivre à l'état de deutoxide; car le protoxide n'est pas susceptible de s'unir à l'acide sulfurique; et lorsqu'on essaie de le faire, il se forme du sulfate de deutoxide et il se dépose du cuivre métallique. Ce sel, connu sous le nom de *couperose bleue* ou *vitriol de Chypre*, est bleu, cristallise en parallélipipèdes obliques, contenant $\frac{1}{8}$ d'eau, un peu efflorescent, d'un goût métallique, désagréable et vénéneux. Il est soluble dans 4 fois son poids d'eau à 15° et dans 2 fois à 100. Exposé au feu, il fond, perd son eau de cristallisation et devient blanc.

On emploie le sulfate de cuivre en teinture (761), dans l'impression par mordans (763), dans la fabrication du vert de Sheele (535) et des cendres bleues (412).

455. On obtient le sulfate de cuivre par quatre procédés : 1° dans quelques pays on l'extrait des eaux qui le tiennent en dissolution en les évaporant et faisant cristalliser;

2° On l'obtient directement par l'action de l'acide sulfurique sur le cuivre. Pour cela, il convient d'employer le cuivre très mince; celui qui provient des anciens doublages de vaisseaux est très propre à cet usage;

3° On grille du sulfure de cuivre dans un

fourneau de réverbère (585); par l'action de l'air, il passe à l'état de sulfate, qu'on dissout dans l'eau et qu'on fait ensuite cristalliser par ébullition et refroidissement : on suit ce procédé à Marienberg. On emploie un minérai contenant du sulfure de cuivre, de fer et de l'oxide d'étain : ce dernier se précipite sous forme de poudre blanche lorsqu'on dissout le sulfate, et c'est aussi dans le but d'obtenir celui-ci, qu'on exploite la mine dont nous venons de parler.

4° On mouille des planches de cuivre et on les saupoudre de soufre qui y reste adhérent; on les met dans un four et on les fait rougir; le soufre attaque le cuivre, forme du sulfate qu'on dissout ensuite dans l'eau. Si le cuivre n'est pas entièrement attaqué, on le soumet à une nouvelle opération. Ce procédé est principalement employé en France.

456. Le *sulfate de tellure* est sans couleur, soluble dans l'eau. Sans usage.

457. Le *sulfate de nickel* est vert, sucré, soluble, efflorescent. Sans usage.

458. Le *sulfate de plomb* contient ce métal à l'état de protoxide; car l'acide sulfurique n'est pas susceptible de s'unir aux deutoxide et tritoxide de plomb. Lorsqu'on essaie de le faire, il se dégage de l'oxigène et il se forme du sulfate de protoxide. Ce sel est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'acide sulfu-

rique, davantage dans l'acide hydrochlorique; exposé à la chaleur, il se dissipe dans l'air en vapeurs blanches. On peut l'obtenir en versant un sulfate de potasse ou de soude dans un sel de plomb, nitrate ou acétate, par exemple. On en obtient une assez grande quantité dans la fabrication de l'acétate d'alumine (593), et forme un résidu en poudre blanche qu'on a long-temps rejeté comme inutile : on peut cependant l'employer à plusieurs usages : 1° on peut en extraire le plomb. Pour cela, on le chauffe d'abord avec $\frac{1}{10}$ de charbon, ce qui le transforme en sulfure; on mêle ensuite ce sulfure avec $\frac{2}{5}$ de nouveau sulfate, et on le soumet à une température rouge très intense; il se dissipe du gaz sulfureux, et on obtient à l'état métallique les $\frac{4}{5}$ du plomb que renfermait le sulfate; 2° mêlé avec la silice et chauffé, il s'en dégage de l'oxigène et de l'acide sulfureux, et l'oxide de plomb se combine avec la silice et forme un verre à base de plomb; c'est pourquoi on peut l'employer au lieu d'oxide de plomb, soit pour vernir les poteries (515), soit dans la fabrication du cristal (524).

459. *Sulfate de mercure.* Il y a trois sulfates de mercure : 1° le sulfate de protoxide est blanc, pulvérulent, insoluble, et s'obtient en versant un sulfate soluble dans du nitrate de mercure; 2° le sulfate acide de deutoxide est blanc, très soluble, et s'obtient en faisant bouillir de l'acide

sulfurique sur du mercure et en dissolvant dans l'eau la masse blanche qui en résulte ; la partie qui se dissout est le sulfate acide de mercure ; 3° le sous-sulfate de deutoxide de mercure est la poudre jaune insoluble qui, dans l'opération précédente, ne se dissout pas : il portait le nom de *turbith minéral.*

460. Le *sulfate d'argent* est blanc, d'une saveur métallique. Exposé au feu, il se fond et se décompose, de l'acide sulfureux et de l'oxigène s'échappent, l'argent reste à l'état métallique. Il s'obtient en versant du sulfate de soude ou de potasse dans du nitrate d'argent : le sulfate d'argent, étant presque insoluble, se précipite ; il se dissout très bien au contraire dans l'acide sulfurique, nitrique et l'ammoniaque.

461. Le *sulfate de platine* contient ce métal à l'état de deutoxide : il est jaune-orangé, très soluble, et se décompose facilement par la chaleur, s'obtient en traitant le deutoxide de platine par l'acide sulfurique.

462. Le *sulfate d'or* contient ce métal à l'état de deutoxide. Il se forme par l'union de ce deutoxide avec l'acide sulfurique concentré : une addition d'eau le décompose.

Article VIII.

Hyposulfates.

463. L'acide hyposulfurique a la propriété de former des sels solubles avec toutes les bases, même celles qui donnent des sulfates insolubles, telles que la barite, la strontiane, la chaux, le plomb et l'argent. Ces sels n'absorbent que très lentement l'oxigène de l'air, pour passer à l'état de sulfate neutre. Pour se les procurer, on fait passer de l'acide sulfureux dans du peroxide de manganèse délayé dans l'eau, ce qui forme un mélange de sulfate et d'hyposulfate de manganèse. On verse de la barite dans la dissolution; elle précipite l'acide sulfurique (437), et s'unissant à l'acide hyposulfurique, forme un hyposulfate de barite. On obtient les autres hyposulfates en unissant directement les bases à l'acide extrait de l'hypo-sulfate précédent. Ces sels sont sans usage.

Article IX.

Sulfites.

464. Il y a deux sortes de sulfites, les sulfites simples et les bi-sulfites : les premiers sont ordinairement désignés comme neutres; cependant

si on observe que des bi-sulfites ne rougissent pas la teinture de tournesol et que les sulfites simples ramènent au bleu celle qui a été rougie par les acides, il paraîtra bien plus naturel de considérer les bi-sulfites comme neutres et les sulfites simples comme des sous-sels. Quoi qu'il en soit, les sulfites simples contiennent autant de base que les sulfates neutres par rapport au nombre d'atômes de soufre, de sorte qu'en absorbant l'oxigène, ils passent à l'état de sulfate neutre, les bi-sulfites contiennent le double d'acide.

Ces sels, au contraire de ceux de l'article précédent, sont tous insolubles, excepté ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque; ces trois sels se préparent directement, en faisant passer de l'acide sulfureux obtenu par l'action de l'acide sulfurique sur le charbon, au travers d'une dissolution de ces trois alkalis ou de leurs carbonates. Quant aux autres sulfites, comme ils sont insolubles, on les prépare par les doubles décompositions (394).

Article X.

Hyposulfites.

465. Les hyposulfites de chaux, strontiane, potasse, soude, ammoniaque, zinc et fer, sont

solubles et cristallisables. On ne peut les obtenir directement, puisque l'acide hyposulfurique ne peut exister isolé (301); on les obtient en faisant bouillir les sulfites avec du soufre, ou bien en faisant passer de l'acide sulfureux dans une dissolution de sulfure. Ils sont sans usage.

Article XI.

Séléniates.

466. Il y a quatre sortes de séléniates. Dans les séléniates neutres, l'oxigène de la base est moitié de celui de l'acide; dans les sous-séléniates, il lui est égal : ces deux sortes sont insolubles; dans les bi-séléniates, il en est le quart, et dans les quadri-séléniates, il en est le huitième : ces deux derniers sont solubles. La rareté du sélénium fait que ces sels sont sans usage, c'est pourquoi nous n'en dirons rien de plus.

Article XII.

Nitrates.

467. Dans les nitrates, l'oxigène de l'oxide est un cinquième de celui de l'acide (21), ce qui fournit le moyen de calculer facilement à l'aide des tables (17, 18, 19) la composition de chaque

nitrate; c'est pourquoi nous ne donnerons pas cette composition.

Les oxides insolubles sont aussi susceptibles de se combiner avec l'acide nitrique en d'autres proportions, de manière à former des sous-nitrates qui contiennent $\frac{1}{2}$, $\frac{1}{3}$, $\frac{1}{4}$ de l'acide que contiennent les nitrates neutres et même moins; mais ces sels pouvant être considérés comme des oxides ayant retenu une certaine quantité de nitrates neutres et ayant d'ailleurs été peu observés. Nous n'en parlerons pas.

L'acide nitrique étant facilement décomposable par la chaleur, les nitrates sont dans le même cas : ils laissent échapper d'abord de l'oxigène, ensuite du gaz nitreux et même de l'azote, et l'oxide reste pour résidu, s'il n'est pas décomposable par la chaleur. Quelques nitrates, tels que ceux de platine et de palladium, dont l'oxide a peu d'affinité pour l'acide nitrique laissent échapper celui-ci sans qu'il se décompose.

Cette propriété des nitrates de laisser échapper de l'oxigène, les rend très propres à activer la combustion des corps combustibles, principalement du soufre et du charbon; c'est sur cette propriété qu'est fondée la composition de la poudre et des artifices (477).

468. Le *nitrate de zircone* est sans couleur, incristallisable, ne se dissout dans l'eau qu'à la faveur d'un excès d'acide, se prépare par l'action

de l'acide nitrique sur la zircone récemment préparée et encore en gelée. Sans usage.

469. Le *nitrate d'alumine* est semblable au précédent et se prépare de la même manière.

470. Les *nitrates de glucine* et *d'yttria* ont un goût sucré; ils sont d'ailleurs semblables aux précédens, et s'obtiennent de la même manière.

471. Le *nitrate de magnésie* est blanc, très soluble, déliquescent, d'un goût amer, cristallise en aiguilles, peut s'obtenir en traitant la magnésie pure ou carbonatée par l'acide nitrique. Ce sel par lui-même est sans usage. Celui qu'on rencontre dans la nature, mêlé à plusieurs autres sels, est transformé en nitrate de potasse (475).

472. Les *nitrates de barite* et *de strontiane* ont une composition et des propriétés presque pareilles; leur goût est âcre, ils cristallisent en octaèdres, on les obtient en versant de l'acide nitrique dans une dissolution de sulfure de barium ou de strontium; l'acide nitrique s'empare du barium ou strontium uni à l'oxigène de l'eau, et l'hydrogène de celle-ci, uni au soufre de sulfure, forme de l'hydrogène sulfuré qui s'échappe. Ces deux sels diffèrent néanmoins l'un de l'autre sous quelques rapports : l'eau ne dissout que $\frac{5}{100}$ du premier à 0° et $\frac{55}{100}$ à 100°, tandis qu'elle dissout son poids du second à la température ordinaire; le second, cristallisé, contient de l'eau et s'effleurit à l'air; le premier

n'en contient pas et est inaltérable à l'air; le premier dissout dans l'alcool, donne à sa flamme une couleur verte, et le second rouge.

473. Le *nitrate de chaux* est blanc : on ne l'obtient en cristaux qu'en le dissolvant dans l'alcool et évaporant la dissolution; c'est un des sels les plus solubles : l'eau en dissout quatre fois son poids, et lorsqu'elle en est saturée et qu'on y verse une dissolution concentrée de soude ou de potase, la chaux qui se précipite absorbe le liquide, et le mélange se prend en masse. On peut obtenir ce sel pur par l'action de l'acide nitrique sur du carbonate de chaux, du marbre blanc, par exemple. Ce sel par lui-même est sans usage; celui qu'on trouve dans les terres salpêtrées, mêlé avec plusieurs autres sels, est transformé en nitrate de potasse dans la fabrication du salpêtre (475).

474. Le *nitrate de potasse*, connu sous le nom de salpêtre, est blanc, l'eau en dissout $\frac{15}{100}$ à 0° et $\frac{246}{100}$ à 100°. Par conséquent, il cristallise facilement par refroidissement, ses cristaux sont des prismes hexagonaux, ils ne contiennent pas d'eau; la chaleur les fond, et la masse refroidie a l'aspect d'un cristal demi-transparent : une chaleur plus forte le décompose comme tous les nitrates (467). Ce sel, plus encore que les autres nitrates, favorise la combustion des corps combustibles; c'est pourquoi

on le mêle souvent aux corps qu'on veut combiner avec l'oxigène, et on projette le mélange dans un creuset; c'est également sur cette propriété qu'est fondée la confection de la poudre et des artifices. Il acidifie le manganèse et donne lieu au caméléon minéral (326). Lorsqu'on mêle intimement 1 de sel de tartre, 2 de soufre et 3 de salpêtre, le mélange porte le nom de poudre fulminante, parce qu'il a la propriété, lorsqu'on le chauffe par degré avant d'y mettre le feu, de détonner avec une grande force.

475. La préparation du salpêtre varie suivant les pays. Dans l'Inde et en Egypte, il y a des terres qui contiennent le salpêtre tout formé, et il suffit pour l'obtenir de les lessiver et de faire cristalliser la dissolution, souvent même les eaux salpêtrées grimpent à la surface du sol et forment de petites cristallisations blanchâtres qu'on recueille facilement, et qui sont presque entièrement composées de salpêtre. On en rencontre aussi dans nos pays, à la surface de certains murs ou pierres poreuses, exposées à des émanations animales, en filamens, comme une espèce de mousse blanche; mais c'est en quantité si petite, que cela ne peut pas faire l'objet d'une exploitation.

En Europe, les terres qu'on nomme salpêtrées, au lieu de contenir du salpêtre proprement dit, contiennent un mélange de nitrates de

chaux, magnésie et potasse, surtout de chaux; on recueille ces terres, tantôt dans les lieux où elles se sont formées accidentellement, tantôt dans des amas préparés exprès, nommés nitrières artificielles.

En Suède, ce sont des amas de terre, de marnes, de débris calcaires, de cendres lessivées, d'un mètre de haut, qu'on arrose de temps en temps avec de l'urine d'animaux, et qu'on retourne quatre ou cinq fois par mois en été, et deux fois en hiver. Ces amas sont abrités dans des cabanes qui les préservent de la pluie et du soleil.

En Prusse, on forme des murs de deux mètres de haut avec de la terre, des cendres lessivées et de la paille et de l'eau animalisées par du fumier ou des matières animales putréfiées. On ménage des trous dans l'intérieur au moyen de bâtons qu'on retire après; on les arrose de temps en temps et on les lessive ordinairement au bout d'un an.

En France, on se procure des plâtras provenant de démolitions dans les parties inférieures des édifices, de la terre des caves ou des écuries, et on emploie ces terres de la même manière qu'on emploierait celles provenant de nitrières artificielles. On les réduit d'abord en poussière, et on les place, pour les lessiver, dans des cuviers disposés sur trois rangs; la même eau passe successivement dans trois cuviers, d'abord sur

de la terre déja lessivée deux fois, ensuite sur de la terre lessivée une fois, et enfin sur de la terre neuve : on emploie relativement à la terre une quantité d'eau telle que la dernière qui sort de dessus n'ait presque plus de saveur. Les eaux qui pèsent moins de 1,02 (3° Beaumé), se nomment eaux faibles; celles qui pèsent de 1,02 à 1,04 (5 à 5 B.) *eaux fortes*, et celles qui pèsent plus de 1,04 (5 B.) *eaux de cuite*.

On place l'eau de cuite dans une chaudière de cuivre et on la soumet à l'ébullition, on enlève les écumes qui se forment et le dépôt qui s'amasse au fond. Pour pouvoir enlever celui-ci, on dépose au fond de la chaudière une bassine plate, munie d'une anse : c'est dans cette bassine que le dépôt se rassemble, et on l'enlève avec la bassine elle-même, au moyen d'une corde et d'une poulie. On continue l'ébullition jusqu'à ce que la liqueur pèse 1,21 (25° B.). Alors on y mêle les eaux-mères de l'opération précédente, et on y verse une dissolution concentrée de potasse qui forme du salpêtre en se combinant avec l'acide nitrique de tous les nitrates contenus dans la dissolution. La chaux et la magnésie qui formaient la base de ces sels, se précipitent; mais en même temps les chlorures que contient aussi la dissolution, sont décomposés de la même manière. Lorsque l'addition de potasse cesse de troubler la liqueur, on la transvase dans un

cuvier où on la laisse déposer quelques instans, et on la tire au clair; on lave le dépôt avec une certaine quantité d'eau qu'on réunit aux eaux de cuite. La liqueur tirée au clair, contient donc beaucoup de salpêtre et un peu de chlorure de potassium; elle contient en outre un peu de chlorure de sodium que contenaient les plâtras.

Au lieu de décomposer les sels simplement par la potasse, on le fait quelquefois de plusieurs autres manières. La meilleure consiste à verser d'abord dans le liquide du sulfate de soude en quantité juste suffisante pour décomposer le chlorure de calcium contenu dans la liqueur; le sulfate de chaux qui se forme se précipite, et le chlorure de sodium reste en dissolution; ensuite on achève la décomposition par la potasse. De plus, comme la potasse du commerce contient du chlorure de potassium, il convient d'y mêler une quantité de sulfate de soude nécessaire pour décomposer ce chlorure de potassium : de l'union de ces deux sels résulte du chlorure de sodium et du sulfate de potasse, celui-ci, lorsqu'on verse le mélange dans la dissolution salpêtrée, décompose le nitrate de chaux en formant du sulfate de chaux qui se précipite et du nitrate de potasse. Par ce moyen, la dissolution se compose presque uniquement de salpêtre et de chlorure de sodium, et on économise une quantité notable de potasse.

On la soumet de nouveau à l'ébullition, lorsqu'elle a acquis une densité de 1,4, elle laisse déposer le sel marin qu'elle contient : on le recueille au moyen d'écumoirs, et on le met égoutter au-dessus de la chaudière, dans un panier. Lorsqu'elle est parvenue à 1,45 (45° B.), on la fait cristalliser par refroidissement dans un vase de cuivre; lorsqu'elle est refroidie, on décante de dessus les cristaux la partie encore liquide qu'on nomme *eau-mère* et qu'on traite avec la cuite suivante, comme nous l'avons indiqué ci-dessus : on écrase grossièrement les cristaux et on les lave avec un peu d'eau de cuite. Le salpêtre ainsi obtenu porte le nom de salpêtre brut : c'est dans cet état qu'on le livre à l'administration. Il contient encore 12 à 16 pour cent de matières étrangères. Comme sa valeur est fixée d'après la quantité de salpêtre pur qu'il contient, on la mesure facilement en le mettant digérer à froid dans une dissolution saturée de salpêtre; elle dissout toutes les matières étrangères et ne dissout point de salpêtre.

Pour purifier le salpêtre brut, ce qu'on nomme *raffiner*, on le fait bouillir avec $\frac{1}{5}$ de son poids d'eau; lorsque le liquide est bouillant, on recueille à plusieurs reprises le sel marin qui se précipite au fond, en remplaçant à mesure l'eau qui se vaporise. Lorsqu'il ne se dépose plus rien, on ajoute une quantité d'eau égale aux $\frac{2}{5}$ de celle

qu'on a ajoutée, on clarifie la liqueur au moyen de la colle; lorsqu'elle est bien claire, on la verse toute chaude dans des cristallisoirs de cuivre peu profonds; on remue continuellement pour accélérer le refroidissement, rompre les cristaux qui se forment et obtenir le salpêtre plus divisé. On décante le liquide, et pour purifier encore le salpêtre, on le lave avec un peu d'eau qu'on laisse en contact pendant plusieurs heures. On reconnaît qu'il est parfaitement pur lorsque cette eau de lavage marque à l'aréomètre le même degré qu'une dissolution saturée de salpêtre pur. Jusque-là elle pèse plus, à cause des matières étrangères qu'elle contient.

476. Les usages du nitrate de potasse sont nombreux : on l'emploie pour fabriquer l'acide nitrique (291) et de l'acide sulfurique (297); projeté dans un creuset avec d'autres corps, il en favorise l'oxidation, et est souvent employé dans ce but (545). On l'emploie en médecine comme diurétique; son principal usage est dans la fabrication de la poudre et des artifices.

477. On fabrique en France trois sortes de poudre : 1° la poudre de guerre contient sur 100 : 75 de salpêtre, 12 ½ de soufre, 12 ½ de charbon; 2° la poudre de chasse, 78 de salpêtre, 12 de charbon, 10 de soufre; 3° la poudre de mine, 65 de salpêtre, 15 de charbon, 20 de soufre.

Les ateliers ou moulins à poudre dans lesquels

on fait le mélange intime de ces matières, contiennent habituellement 20 mortiers creusés dans deux pièces de chêne; dans ces mortiers tombent des pilons dont le bout a une garniture composée d'un alliage de cuivre et étain; ces pilons sont sans cesse soulevés par des cames placés à la surface d'un arbre tournant par le moyen d'un courant d'eau. On bat d'abord le charbon pendant un quart-d'heure, après l'avoir humecté pour éviter la volatilisation, on y mêle le soufre et le salpêtre, et on bat de nouveau pendant une demi-heure, en tenant le mélange en consistance de pâte ferme par des arrosemens convenables. Pour mieux retourner la matière, on vide le premier mortier, on y met ce qui est dans le second; dans celui-ci on met ce qui est dans le troisième, etc...; on bat de nouveau pendant une demi-heure, et, après douze battages et rechanges pareils, cette opération est finie. L'opération suivante a pour but de mettre la poudre en grains; pour cela, on laisse sécher à demi, 24 ou 48 heures, les gâteaux qu'on a tirés des mortiers, de manière qu'ils se brisent sans se mettre en poussière. On les brise et on les agite dans un tamis de peau contenant un tourteau ou rondelle qui, par son poids et en roulant sur les fragmens, les brise et les force à passer par le tamis; on recommence la même opération dans un tamis plus fin dont les trous sont juste

de la grosseur des grains qu'on veut obtenir, enfin on passe sans tourteau, dans un tamis plus fin qui en sépare la poussière qu'on reporte au moulin.

La troisième opération a pour but le séchage : on sèche la poudre soit au soleil, soit par une chaleur artificielle; le premier moyen serait le meilleur si on l'avait toujours à sa disposition, mais on emploie plus souvent le second, parce qu'il ne dépend pas de l'inconstance des saisons; mais il ne faut pas sécher la poudre à une forte chaleur : les calorifères à air (184 p.) sont les plus propres à cet usage.

La poudre étant sèche, on la sépare à l'aide d'un tamis fin de la poussière qui s'y est formée.

La poudre de chasse est soumise à une opération de plus, le *lissage*; elle se pratique lorsqu'elle est presque sèche, avant qu'elle le soit tout-à-fait; cela se fait en la mettant dans des tonnes contenant quelques traverses pour augmenter les frottemens, on fait tourner ces tonnes pendant huit ou dix heures d'un mouvement modéré; on finit de sécher la poudre, et on en sépare la poussière par un tamis fin.

Le choix des matières est loin d'être indifférent pour la bonté de la poudre. Le salpêtre doit être pur, mais surtout exempt de sels déliquescens qui, attirant l'humidité de l'air, auraient bientôt détérioré la poudre : le soufre doit être

pur, le charbon très léger, tel que celui de saule, peuplier, bourdaine, etc. La poudre doit être conservée dans des barils bien clos et dans un lieu bien sec.

La détonation de la poudre dont les effets sont connus de tout le monde, a pour cause la combustion subite du charbon et du soufre. Le salpêtre, par l'oxigène que contient son acide nitrique, active cette combustion et la rend presque instantanée; les gaz qui se produisent causent l'explosion. Ce sont principalement de l'acide carbonique produit par la combustion du charbon et de l'azote provenant de la décomposition de l'acide nitrique.

Les diverses doses des matières qui composent la poudre, ainsi que leur mélange plus ou moins parfait, et même la forme des grains peuvent influer sur sa force; et, comme il est important dans presque tous les cas de déterminer celle-ci, on a imaginé un assez grand nombre d'instrumens nommés *éprouvettes*, destinés à juger de la bonté de la poudre par la force que produit sa détonation. La plupart sont composés d'un petit canon court de deux à trois centimètres de longueur sur un de diamètre; l'orifice de ce canon est bouché par une plaque de fer qui y est maintenue de diverses manières. Dans les éprouvettes les plus ordinaires, cette plaque ou obturateur est dans le prolongement du rayon d'un

cercle de fer muni de dents à sa circonférence; un ressort qui tient au manche de l'instrument appuie contre ces dents; on remplit le canon de poudre, on applique l'obturateur et on enflamme la poudre au moyen d'une batterie semblable à celle d'un pistolet, ou tout simplement en mettant le feu à une amorce contenue dans un bassinet latéral. Le nombre de crans dont le coup fait tourner la roue en chassant l'obturateur fait juger la force de la poudre.

D'autres fois l'obturateur est tenu à l'extrétrémité d'un ressort semblable à celui d'un peson, et la quantité dont l'explosion fait plier ce ressort, quantité qui est mesurée par le chemin que parcourt une aiguille mise en mouvement par ce ressort comme dans un peson ordinaire.

Ou bien le canon est placé entre deux règles métalliques, et on tient le canon et les deux règles verticalement. L'obturateur n'appuie sur le canon que par son poids, et il tient aux deux règles métalliques par deux coulisses qui lui permettent de s'élever verticalement entre les deux règles; celles-ci sont munies de dents contre lesquelles appuie un ressort, ce qui retient l'obturateur à la hauteur où l'a chassé l'explosion, et on mesure la force de la poudre par le nombre de dents qu'il a franchies (*fig.* 9).

On bien encore le canon placé horizontalement exerce son action contre un poids sus-

pendu comme un pendule, et on observe combien la détonation écarte ce pendule de la verticale.

Toutes ces espèces d'éprouvettes ont l'inconvénient grave de n'avoir ni la forme, ni la capacité de l'arme dans laquelle on doit employer la poudre, ce qui donne des anomalies bien plus grandes qu'on ne se le figurerait d'abord, à tel point qu'une poudre qui aurait donné à l'éprouvette le plus grand effet, comparativement à trois ou quatre autres qualités, pourrait dans un fusil donner le plus petit : cela tient à ce que, dans la longueur du canon de fusil, la détonation dure un certain temps et agit sur la balle pendant tout ce temps, tandis que, dans l'éprouvette, elle n'agit qu'un instant beaucoup plus court ; il en résulte qu'une poudre qui s'enflamme très vite, fût-elle plus faible qu'une autre, donnera à l'éprouvette un effet plus grand, parce qu'elle développe toute sa force instantanément.

Dans d'autres éprouvettes, on brûle la poudre à la surface supérieure d'un corps flottant sur l'eau, et la quantité dont le recul que lui communique la poudre, le fait plonger, mesure la force de celle-ci : cette éprouvette a le même inconvénient que les précédentes, peut-être même à un plus haut degré.

Nous en dirons presque autant de l'éprouvette employée pour l'épreuve de la poudre de guerre :

c'est un petit mortier qu'on incline à l'horizon de 45°, et dans lequel on met un globe métallique parfaitement sphérique, après y avoir mis une quantité déterminée de poudre, la distance à laquelle va retomber ce globe après l'explosion mesure la force de la poudre. Vu toutes les anomalies que présentent les éprouvettes quelconques, le mieux est d'éprouver la poudre dans l'arme même où on doit l'employer.

Lorsqu'on veut comparer plusieurs poudres pour se guider dans la fabrication, il est nécessaire d'en pouvoir faire l'analyse. Pour cela, on sèche parfaitement la poudre à essayer, et après l'avoir pesée avec soin, on la pile, on la délaie dans l'eau qui dissout tout le salpêtre qu'on obtient par évaporation; ensuite, pour estimer le soufre, on mêle 1 de poudre, 1 de potasse bien pure, 1 de nitre et 4 de sel marin; on expose le mélange à une haute température; il brûle sans explosion; lorsqu'il est devenu blanc, le soufre est entièrement converti en acide sulfurique qui s'est combiné avec la potasse; on sature l'excès d'alkali avec de l'acide hydrochlorique exempt d'acide sulfurique; ensuite on verse du chlorure de barium jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. Ce précipité qui est du sulfate de barite, est à la quantité de soufre :: 1000 : 138. On peut aussi calculer le soufre, sachant qu'il est les $\frac{138}{1000}$ du chlorure

de barium employé, supposé parfaitement sec. Connaissant le soufre et le salpêtre, une simple soustraction donne le charbon, qu'on pourrait peut-être mesurer directement en dissolvant le soufre à l'aide de la chaleur dans une dissolution très concentrée de potasse.

478. *Artifices.* La poudre à tirer, réduite en poudre fine, nommée pulvérin; le salpêtre et le charbon forment la base de tous les mélanges qu'emploie l'artificier.

Le *papier* employé pour les artifices doit être aluné, afin de moins attirer l'humidité de l'air et de ne pas prendre feu si facilement.

Le *carton* se forme ordinairement de cinq feuilles de papier, collées les unes sur les autres, et quelquefois trois. Pour qu'il soit bien droit, on doit le mettre sous une forte presse; il conviendrait aussi qu'on le passât entre deux cylindres, afin de régulariser son épaisseur : le carton de pâte est généralement trop grossier pour les usages de l'artificier.

Les *baguettes à rouler* ou *rouleaux* (*fig.* 10) sont des cylindres de bois ou de métal, parfaitement dressés et polis, qui servent à former les cartouches : il y en a depuis cinq millimètres jusqu'à un décimètre de grosseur; ce sont les gros qui prennent le nom de rouleaux, les petits celui de baguettes : leur longueur varie depuis deux jusqu'à six décimètres.

Les *baguettes à charger* (*fig.* 11) sont des ylindres dressés et polis, portant une tête conique à une extrémité, et percés dans presque oute leur longueur d'un trou. La baguette qui ert à charger une cartouche doit être un peu plus mince que celle qui a servi à la former. Pour une même cartouche on en a quatre de diverses longueurs : la première pour charger le premier quart, la seconde pour le second quart, etc. Le quatrième n'est pas percée dans son intérieur.

Les *broches* (*fig.* 12) servent à réserver dans l'intérieur de la fusée un vide nommé *ame de la fusée*, au moyen duquel la charge s'embrase presque toute à la fois; elles sont de fer doux, polies et de forme conique; elles ont une longueur des cinq sixièmes de la fusée à laquelle elles servent, leur grosseur est à la base moitié du diamètre intérieur de la fusée, et au bout elle en est le quart : les broches sont ordinairement montées sur un billot de bois.

Une *cartouche* (*fig.* 13) est un tuyau de papier ou de carton destiné à être chargé d'une composion d'artifice. Pour le former, on prend un morceau de carton assez grand pour que l'épaisseur de la cartouche soit moitié de son diamètre intérieur; on le roule sur une baguette ou un rouleau qu'on a bien savonné, on colle à mesure, et lorsqu'il est entièrement autour de la ba-

guette, on le roule fortement et toujours dans le même sens entre une table et une planche qu'on nomme *varlope*, qui est quelquefois garnie d'une poignée, et on continue jusqu'à ce que la cartouche ait acquis de la dureté; ensuite on la recouvre d'une feuille de papier collé qu'on roule de la même manière. Quelquefois on ne colle pas le carton, mais seulement le papier qui le recouvre. Lorsque la cartouche est finie, on en retire la baguette et on la laisse sécher; lorsqu'elle est à moitié sèche, on y fait l'*étranglement*. Pour cela, on l'enveloppe d'un tour de ficelle, dont un bout est fixé au mur et l'autre bout à un bâton qu'on tient à la main ou entre les cuisses; de l'autre main, on tient la cartouche (*fig.* 14) qu'on fait tourner dans le tour de ficelle en serrant graduellement; ce qui forme une gorge nommée étranglement; on le lie ensuite avec une ficelle qu'on noue après avoir fait deux ou trois tours.

On nomme *corde à feu* une corde qu'on a bien lessivée, puis trempée dans une légère dissolution de salpêtre : elle sert pour conserver du feu ou pour mettre le feu aux artifices.

On se sert d'*étoupille* pour faire communiquer rapidement le feu d'un endroit à un autre : c'est une mèche de coton trempée dans une pâte composée d'eau, de pulvérin et d'un peu de gomme, on ajoute quelquefois du salpêtre.

Feux fixes.

On appelle *lance à feu* des cartouches remplies d'un mélange très combustible, et qui servent soit à mettre le feu aux artifices, soit à faire des illuminations brillantes ou colorées; le mélange dont on les remplit se compose de : salpêtre 4, soufre 2, charbon 1, le tout réduit en poudre fine. Si on veut ralentir la combustion, on y ajoute de l'antimoine ou du sulfure d'antimoine en poudre; le tout est broyé avec de l'huile de lin, pour en former un corps compacte. Pour le colorer, on emploie des sels de strontiane pour le rouge-pourpre, de la limaille ou oxide de cuivre pour le vert, de la limaille de zinc pour le bleu, de la limaille d'acier pour les étincelles brillantes.

On emploie les mêmes mélanges ou à peu près pour faire des mèches colorées, servant aussi pour des illuminations subites; mais souvent on porte la quantité de soufre jusqu'aux deux tiers du mélange total; on le fait fondre, on y mêle les autres matières; et on y trempe des mèches de coton. Le mélange suivant peut s'employer au même usage.

La *roche à feu* est une composition qui brûle avec une grande énergie, l'eau même ne peut l'éteindre : elle se compose d'antimoine 3, pulvérin 3, salpêtre 1, soufre 6; on triture en-

semble l'antimoine, le pulvérin et le salpêtre, et on les met dans du soufre en fusion, en remuant bien le mélange, évitant toutefois que le soufre soit assez chaud pour y mettre le feu.

Les *pluies* et *jets de feu* sont des compositions qu'on emploie dans divers artifices : elles ne brûlent pas ordinairement avec autant de vivacité que les fusées, mais produisent un feu plus abondant. Il y en a de plusieurs sortes qu'on désigne par divers noms :

Pluie de feu ordinaire, charbon 1, pulvérin 4.
Ou bien limaille de fer 1, pulvérin 4.
— *plus éclatante*, charbon 1, salpêtre 2, pulvérin 4.
Pluie d'or, noir de fumée 1, pulvérin 1, salpêtre 4, soufre 2.
Pluie d'argent, charbon 1, pulvérin 8, limaille d'acier 2.
— *bleuâtre*, pulvérin 1, salpêtre 1, soufre 1, zinc en poudre 1.
— *rougeâtre*, pulvérin 4, sel de strontiane 1.
— *verdâtre*, pulvérin 4, limaille de cuivre 1.

Les *étincelles* se composent d'une petite pelote de coton qu'on imbibe d'un mélange liquide de pulvérin, de salpêtre et quelquefois de camphre : on s'en sert dans les fusées.

Les *étoiles* jettent un éclat plus durable que les étincelles, elles se composent d'antimoine 1, alun 1, pulvérin 1, soufre 3, salpêtre 6. Pour

les rendre plus brillantes, on ajoute 1 de zinc en poudre. Ayant formé une pâte, on l'étend sur une table, à l'épaisseur de 5 à 10 millimètres, et on la découpe en petits romboïdes qu'on roule dans le pulvérin, puis on les laisse sécher.

Feux chinois. Fonte de fer en poudre 1, pulvérin 2, salpêtre 2.

Fleurs de jasmin. Limaille d'acier 1, pulvérin 3. On humecte un peu le soufre et la limaille d'acier ou de fonte, ensuite on les mêle au pulvérin, puis on charge des cartouches.

Flammes du Bengale. Salpêtre 5, soufre 2, antimoine 1. Après avoir bien mélangé, on emplit de ce mélange des vases cylindriques.

On donne le nom de *chandelles romaines* à des cartouches de 2 centimètres de diamètre sur 35 de longueur, qu'on emplit en y introduisant successivement de la composition de fusée, un peu de poudre en grains, une étoile. A mesure qu'elle brûle, la pincée de poudre placée sous chaque étoile la projette en l'air.

On dispose les feux dont nous venons de parler de diverses manières, et on en forme des ensembles qu'on nomme *cascades*, *éventails*, *palmiers*, *soleils fixes*, *batteries*, etc., selon la forme apparente qu'ils présentent.

Les *cascades* (*fig.* 15) sont formées de plusieurs rangs de cartouches placées horizontalement et qui décroissent vers le haut, où ils se

terminent par une seule cartouche quelquefois verticale. Ces cartouches sont chargées de pluies de feu d'or et d'argent ou de diverses couleurs, quelquefois même une seule cartouche est chargée de deux compositions différentes, afin de changer de couleur au milieu ou au tiers. Le feu qui sort d'un rang tombe sur le rang inférieur; ce qui imite assez bien une cascade. On peut aussi introduire dans les cartouches quelques étincelles ou étoiles placées de distance en distance.

L'*éventail* (*fig.* 16) consiste en six à dix cartouches disposées en demi-cercle et partant de son centre; elles peuvent être chargées des mêmes compositions que les précédentes ou de toute autre.

Les *palmiers* (*fig.* 17) sont formés de cartouches disposées sur deux rangs, l'un à droite, composé de cartouches inclinées de ce côté; l'autre à gauche, également inclinées de leur côté, le tout surmonté d'une cartouche placée verticalement.

Les *soleils fixes* (*fig.* 18) sont composés de douze ou quinze cartouches partant toutes d'un même centre.

Les *batteries* sont un assemblage de chandelles romaines, ou toutes inclinées dans un même sens, ou les unes dans un sens, les autres dans l'autre, ce qui forme des *feux croisés*. On

forme également des batteries de feu du Bengale, etc.

Projectiles et Fusées.

On appelle *marrons* et *saucissons* des cartouches remplies de poudre grenée, et ficelées, destinées à produire une explosion plus ou moins forte. Le marron est formé d'un cube de carton mince, qu'on colle après l'avoir chargé et qu'on ficelle en tous sens; ensuite on y pratique une lumière avec un poinçon, et on y introduit une mèche ou étoupille. Le saucisson est une cartouche ronde qu'on étrangle des deux bouts, qu'on ficelle et qu'on amorce comme le marron. On emploie les marrons soit dans les garnitures de fusées, soit isolément, en les lançant dans un mortier : on en fait de toutes grosseurs. On nomme marron luisant un marron qu'on a revêtu à l'extérieur de coton imbibé comme les étincelles ou étoiles. Lorsque les marrons luisans sont très gros, on leur donne une forme sphérique, on les lance dans un mortier et on leur donne le nom de *météores*.

Les *bombes* sont formées par la réunion de deux hémisphères de bois mince ou de carton, qu'on réunit d'abord par du papier collé, ensuite par plusieurs tours de ficelle. On l'emplit de poudre et de diverses garnitures, telles que marrons, étoiles, serpenteaux, etc.; on pratique

la rondelle qu'on perce d'un seul trou un peu de poudre, puis on recouvre d'une seconde rondelle et on étrangle la cartouche.

Ce qu'on nomme la *garniture* de la fusée se compose d'*étincelles*, *étoiles*, *serpenteaux*, *marrons*, etc., mêlés avec du pulvérin et de la roche à feu en morceaux proportionnés à la grosseur de la fusée. Pour la loger, on coiffe la fusée d'un bout de cartouche nommé *pot*, d'un diamètre double et d'une hauteur moitié moindre, qui a vers le bas un étranglement qui est lié et collé sur le corps de la fusée (*fig.* 20); dans ce cylindre on introduit la garniture et on recouvre le tout d'un cône de carton d'un diamètre et d'une hauteur égale au diamètre du pot, et on les colle ensemble au moyen d'une bande de papier. Pour lancer les fusées, on les place dans une position verticale en les posant sur un chevalet composé d'une planche trouée montée sur des pieds. On donne le nom de *serpenteaux* à de petites fusées massives de 6 à 8 millimètres de grosseur sur autant de centimètres de longueur; quelquefois, pour en varier l'effet, on y met une mèche des deux côtés.

On nomme *lardons* des serpenteaux un peu plus gros, dans l'intérieur desquels on fait un trou avec une vrille pour remplacer l'*ame* des fusées; ce qui donne plus de rapidité à l'embrasement.

Feux tournans.

Les *ailes* (*fig.* 21) se composent de deux lattes légères de bois d'environ deux mètres de longueur ou plus, percées dans leur milieu : ce qui leur permet de tourner sur un axe passé dans ce trou. On en réunit souvent deux sur un même axe qu'on fait tourner en sens contraire. On attache à chaque bout de ces ailes, et quelquefois en même temps, à peu de distance du centre, des cartouches chargées de diverses compositions, telles que feux de lance, feux chinois, pluies de feu, etc... On y ajoute quelquefois des mèches colorées ou des feux colorés inclinés de diverses manières, ce qui en varie la figure d'un grand nombre de manières.

La *girandole* (*fig.* 22) est formée d'un étui de bois ou de carton enfilé sur un axe vertical qui lui permet de tourner sur lui-même; cet étui porte de distance en distance des renflemens et des rayons sur lesquels on attache différens jets de feux qu'on incline de diverses façons; ce qui peut produire des effets très variés.

Les *soleils tournans* (*fig.* 23) sont des cartouches montées sur des cerceaux qui ont la liberté de tourner autour de leur centre; ces cartouches sont couchées dans le sens de la circonférence, et quelquefois inclinées; elles peuvent

la rondell
poudre, p
delle et on
Ce qu'o
compose d
rons, etc
à feu en
de la fusée
bout de
double et
vers le b
sur le co
lindre on
tout d'un
hauteur
ensemble
lancer le
verticale
d'une pl
donne le
massives
tant de
pour en
deux côt
On m
plus gr
trou
fusée

rme partie en peroxide qui reste insoluble, en protoxide qui se dissout ; l'acide ni- seul ne dissout pas le peroxide ; mais si se dans la liqueur de la gomme, du sucre l'amidon, et qu'on chauffe, ces matières, rbant l'oxigène du peroxide, le réduisent le protoxide qui se dissout, et il se forme ide carbonique. Ce sel est très soluble, lise difficilement : il est sans usage.

. Le *nitrate de zinc* est sans couleur, très e, cristallise en prismes quadrangulaires, nt par l'action de l'acide nitrique sur le zinc.

. Le *nitrate de fer* contient ce métal tan- l'état de peroxide, tantôt à un état inter- ire entre le protoxide et le deutoxide, et peut considérer comme un mélange de ces oxides.

premier nitrate est incristallisable. Par la cation, on obtient du tritoxide de fer : ce sel me par l'action de l'acide nitrique versé sur , en limaille ou en petits morceaux.

second nitrate est cristallisable, et s'obtient ttant peu à peu [illegible] ille de fer dans de e nitrique ou [illegible] dissoudre dans cet de l'oxide m[illegible] 529).

3. Le *nitra*[illegible] si toutefois ce sel réellemen[illegible] ce métal à l'état de xide, il es[illegible] de l'obtenir solide ; [illegible] et très acide : il se

être chargées de toutes sortes de feux, et on peut en faire brûler un nombre quelconque à la fois autour de la même circonférence ou autour de plusieurs circonférences concentriques.

Enfin on peut combiner les diverses pièces d'artifice de manière à former des assemblages dont le nombre est illimité, et dont la composition n'a d'autres règles que le goût ou le caprice de l'artificier.

479. Le *nitrate de soude* est blanc, cristallise en rhomboïdes sans eau de cristallisation, soluble dans trois fois son poids d'eau à la température ordinaire, plus soluble à chaud.

Ce sel se trouve au Pérou, dans le district d'Atacama; il est disposé sous l'argile en une couche qui a plus de cinquante lieues d'étendue. Dans les laboratoires, on le prépare directement.

Ce sel peut remplacer le salpêtre dans la fabrication de l'acide nitrique (291). On peut également l'employer avec avantage dans la fabrication du salpêtre. Pour cela, on le mêle avec une quantité convenable de chlorure de potassium; cela forme du nitrate de potasse et du chlorure de sodium qu'on sépare par l'évaporation et le refroidissement (389).

480. Le *nitrate de manganèse* contient ce métal à l'état de protoxide. Lorsqu'on fait agir l'acide nitrique sur le deutoxide, celui-ci se

transforme partie en peroxide qui reste insoluble, partie en protoxide qui se dissout; l'acide nitrique seul ne dissout pas le peroxide; mais si on verse dans la liqueur de la gomme, du sucre ou de l'amidon, et qu'on chauffe, ces matières, en absorbant l'oxigène du peroxide, le réduisent à l'état de protoxide qui se dissout, et il se forme de l'acide carbonique. Ce sel est très soluble, cristallise difficilement : il est sans usage.

481. Le *nitrate de zinc* est sans couleur, très soluble, cristallise en prismes quadrangulaires, s'obtient par l'action de l'acide nitrique sur le zinc.

482. Le *nitrate de fer* contient ce métal tantôt à l'état de peroxide, tantôt à un état intermédiaire entre le protoxide et le deutoxide, et qu'on peut considérer comme un mélange de ces deux oxides.

Le premier nitrate est incristallisable. Par la dessiccation, on obtient du tritoxide de fer : ce sel se forme par l'action de l'acide nitrique versé sur du fer, en limaille ou en petits morceaux.

Le second nitrate est cristallisable, et s'obtient en mettant peu à peu de la limaille de fer dans de l'acide nitrique ou en faisant dissoudre dans cet acide de l'oxide magnétique (329).

483. Le *nitrate d'étain*, si toutefois ce sel existe réellement, contient ce métal à l'état de protoxide, il est impossible de l'obtenir solide; la dissolution est jaunâtre et très acide : il se

forme par l'action de l'acide nitrique étendu sur l'étain, il se forme en même temps du nitrate d'ammoniaque (290).

484. Le *nitrate de cobalt* est violet, très soluble, cristallisable. On l'obtient par l'action de l'acide nitrique sur le cobalt en poudre qu'on extrait de la mine de Tunaberg.

Cette mine contient du cobalt, de l'arsénic, du soufre, du fer et du nickel; on la pulvérise, on la calcine d'abord seule, ensuite mêlée avec moitié de salpêtre dans un creuset. Les vapeurs d'arsénic qui s'en dégagent seraient très dangereuses à respirer. Par là, l'arsénic est en partie vaporisé, en partie transformé en acide arsénique qui forme de l'arséniate de potasse avec la potasse du nitre; de même le soufre se vaporise en partie et une autre partie forme du sulfate de potasse; en traitant le mélange avec de l'eau chaude, on dissout ces sels, et le résidu contient les oxides de cobalt, fer et nickel; on les dissout dans de l'acide hydro-chlorique, puis, par l'ammoniaque, on précipite l'oxide de fer; ensuite, par la potasse caustique, on précipite les oxides de nickel et de cobalt, et l'ammoniaque se dégage; on lave le précipité, composé des deux oxides que nous venons de nommer, et pour les séparer, on les fait digérer dans l'acide oxalique et on lave les oxalates insolubles qui en résultent. On les dissout dans l'ammoniaque concentré,

qui forme avec chacun des deux oxalates un sel double, savoir : avec celui de cobalt, un sel double soluble; avec celui de nickel, un sel soluble seulement dans un excès d'ammoniaque ; de sorte qu'en laissant évaporer cet excès à l'air, le sel de nickel se précipite en entier; en décantant et lavant le précipité, on obtient le sel de cobalt en dissolution : on évapore, puis on calcine, le résidu est le cobalt en poudre dont nous avons parlé en commençant, et tel qu'on l'emploie pour obtenir presque tous les sels de cobalt.

485. Le *nitrate d'urane* est très soluble, et cristallise en prismes de couleur jaune. On l'obtient en traitant par l'acide nitrique l'oxide d'urane extrait d'un minérai nommé *pechblende*, dont la composition est assez compliquée : il contient du soufre, de la silice, du fer, du zinc, du cuivre, du plomb, du cobalt et de l'arsénic. Pour l'en extraire, on dissout le minérai dans l'eau régale, à l'aide de la chaleur; le soufre et la silice restent non dissous, on fait passer dans le liquide de l'hydrogène sulfuré qui précipite le cuivre, le plomb et l'arsénic à l'état de sulfures; on ajoute de l'acide nitrique jusqu'à ce que la liqueur, devenant jaune, indique que le fer est peroxidé. On précipite ce peroxide par le carbonate d'ammoniaque, on vaporise le carbonate d'ammoniaque, ce qui laisse déposer les oxides d'urane, de zinc et un peu de cobalt. Par l'acide

hydrochlorique, on dissout ces deux derniers : le résidu est de l'oxide d'urane.

486. Le *nitrate de bismuth* est blanc, acide et cristallise en prismes qui contiennent $\frac{1}{6}$ d'eau de cristallisation : on l'obtient par l'action de l'acide nitrique sur le métal en poudre. Lorsqu'on étend la dissolution d'eau, le sel est décomposé, et l'oxide de bismuth est précipité, entraînant fort peu d'acide nitrique. Ce précipité porte le nom de *blanc de fard* qui indique son usage. Il a la propriété de noircir lorsqu'il est exposé à des émanations d'hydrogène sulfuré.

487. Le *nitrate de cuivre* est bleu, vénéneux, soluble, déliquescent; cristallise en parallélipipèdes, s'obtient en traitant le cuivre par l'acide nitrique.

488. Le *nitrate de nickel* est vert, soluble, cristallise en prismes octogones, contenant $\frac{1}{5}$ d'eau, s'obtient en traitant l'oxide de nickel par l'acide nitrique.

489. Le *tritoxide de plomb* est blanc, d'un goût sucré, soluble dans huit fois son poids d'eau, cristallise en octaèdres sans eau de cristallisation, qui décrépitent au feu. Il s'obtient par l'action de l'acide nitrique sur la litharge.

490. Le *mercure* se combine à l'acide nitrique, soit à l'état de protoxide, soit à celui de deutoxide, et à ces deux états, il forme un sous-nitrate, un nitrate neutre et un nitrate acide.

1° Le *nitrate neutre* de protoxide s'obtient en faisant bouillir de l'acide nitrique, contenant quatre fois son poids d'eau, sur une quantité de mercure plus que suffisante. Par le refroidissement, le sel se dépose en cristaux blancs, un peu acides, d'un goût métallique désagréable.

2° Le *sous-nitrate* de protoxide est insoluble, s'obtient en dissolvant le précédent dans une grande quantité d'eau : la partie qui ne se dissout pas reste en poudre jaune, c'est le sous-nitrate.

3° Le *nitrate acide* de protoxide reste en dissolution dans l'expérience précédente.

4° Le *nitrate neutre* de deutoxide s'obtient comme celui de protoxide, en employant un excès d'acide au lieu d'un excès de mercure. Après avoir concentré la dissolution jusqu'à ce qu'elle acquière une consistance sirupeuse, on la laisse refroidir, et elle se prend en masse jaunâtre aiguillée, c'est le nitrate de deutoxide : il a une saveur encore plus désagréable que celui de protoxide.

5° Le *sous-nitrate de deutoxide* s'obtient en poudre jaune, en dissolvant le précédent dans l'eau, les lavages réitérés la ramèneraient à l'état d'oxide pur.

6° Le *nitrate acide* de deutoxide reste en dissolution dans l'expérience précédente. Ces trois derniers sels tachent la peau en noir, les trois précédens ne la tachent pas.

Les nitrates de mercure ont plusieurs usages : mêlés à la graisse, ils constituent la pommade citrine. On les emploie pour préparer l'oxide rouge de mercure (352). Dans la fabrication des feutres, c'est par l'action du nitrate de mercure sur les poils qu'on les crispe, ce qui les rend propres à se feutrer.

491. Le *nitrate d'argent* est blanc, amer, très caustique, soluble dans son poids d'eau. Lorsqu'il contient un excès d'acide, il cristallise en lames ; par l'action du feu dans un creuset d'argent, ces lames perdent leur eau de cristallisation, ensuite leur excès d'acide ; alors le nitrate est neutre et se prend en masse par le refroidissement : on le coule en bâtons. On l'emploie en cet état sous le nom de *pierre infernale*, pour ronger les chairs mortes. Le nitrate ainsi rendu neutre est très soluble, incristallisable. Si la dissolution est concentrée, une légère addition d'acide nitrique le fait cristalliser. A une chaleur rouge, ce sel se décompose, et l'argent reste à l'état métallique. La dissolution de ce sel est employée comme réactif pour manifester l'existence de l'acide hydrochlorique ; à peine est-il en contact avec lui, le chlorure d'argent (228) forme un précipité blanc, floconneux, qui n'est soluble que dans l'ammoniaque.

Les *nitrates de palladium* et de *rhodium* sont à peine connus.

492. On n'a pas encore pu obtenir le *nitrate de platine*, et en versant du nitrate d'argent dans du chlorure de platine, le chlorure d'argent qui se précipite entraîne le platine, et l'acide nitrique reste seul dans la liqueur.

493. Le *nitrate d'or* en dissolution concentrée, est d'un jaune-brun : on ne peut ni l'étendre d'eau, ni la dessécher sans décomposer le sel. On l'obtient par l'action de l'acide nitrique concentré sur le deutoxide d'or.

Article XIII.

Nitrites, hyponitrites.

494. L'acide nitreux n'est pas susceptible de s'unir avec les bases salifiables, et lorsqu'on essaie de le faire, il se produit des nitrates et des hypo-nitrites. Ce sont ces derniers qui ont été pris pour des nitrites.

Dans les hypo-nitrites neutres, l'oxigène de l'acide est triple de celui de l'oxide ; ces sels sont peu connus, et comme ils sont sans usage, nous n'en parlerons pas.

Article XIV.

Chlorates et chlorates oxigénés.

495. L'acide chlorique étant facilement décomposable par le feu, il en est de même des

chlorates : ils laissent dégager beaucoup d'oxigène ; aussi sont-ils, encore plus que les nitrates, susceptibles d'activer la combustion. Leur mélange rend même souvent les matières combustibles inflammables avec détonation par le choc.

496. Le *chlorate de potasse* est blanc, d'une saveur fraîche, soluble dans trente fois son poids d'eau à 0°, et dans une fois et demie son poids d'eau bouillante ; il cristallise en lames transparentes, et se décompose facilement par la chaleur, en laissant dégager tout son oxigène ; c'est pourquoi on l'emploie pour obtenir de l'oxigène bien pur.

On obtient le chlorate de potasse, en faisant passer un courant de chlore dans une dissolution de potasse caustique. Ce chlore s'emparant du potassium, forme un chlorure qui reste en dissolution, et l'oxigène qui était uni à ce potassium s'unit à une autre partie du chlore, et forme de l'acide chlorique qui lui-même forme avec la potasse du chlorate de potasse. Ce dernier étant peu soluble à froid, se dépose en paillettes qu'on lave ensuite avec un peu d'eau pour le purger du chlorure de potassium qu'il contient.

Si la dissolution de potasse était très étendue, le chlorate resterait en dissolution avec le chlorure, et le mélange pourrait être considéré comme un chlorure de potasse analogue au chlo-

rure de chaux (373). On emploie cette dissolution dans le blanchîment, sous le nom d'eau de javelle. Mêlé au soufre, il a la propriété de s'enflammer au contact de l'acide sulfurique concentré; c'est pourquoi on l'emploie à la confection des briquets oxigénés, très en usage aujourd'hui. Pour fabriquer les alumettes propres à ces briquets, après les avoir soufrées, on en plonge l'extrémité dans un mélange en consistance de bouillie de 2 parties de chlorate de potasse, 1 de soufre et un peu d'eau gommée. On y mêle la plupart du temps des matières colorées, souvent rouges, qui sont absolument inutiles. Peu après la découverte de ce sel, on a pensé à l'employer à la place du salpêtre, dans la confection de la poudre à canon : il en est résulté une poudre plus forte que la poudre ordinaire; mais comme elle prend feu par le choc, sa préparation, sa conservation et son usage sont accompagnés de tant de dangers qu'on y a renoncé.

497. On s'en est servi avec plus de succès pour faire de la poudre fulminante pour les amorces de fusils à percussion; cependant aujourd'hui on lui préfère le mercure fulminant. Ces poudres fulminantes se composent de chlorate de potasse 5, soufre 3, charbon 2; après avoir réduit séparément en poudre et tamisé, on humecte avec 15 pour 100 d'eau, et on mélange le tout sur une planche avec une spatule, sans broyer.

498. Le *chlorate de soude* s'obtient comme le précédent et a les mêmes propriétés.

499. Le *chlorate de barite* est blanc, cristallise en prismes carrés, soluble dans 4 fois son poids d'eau, laisse dégager par la chaleur de l'oxigène, un peu de chlore, et se transforme en chlorure. Pour l'obtenir, on verse dans une dissolution de chlorate de potasse faite à chaud de l'acide fluo-silicique (133), jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité : ce précipité est du fluo-silicate de potasse. La liqueur contient encore l'acide chlorique et l'excès d'acide fluo-silicique; en y versant de la barite, une partie forme un fluo-silicate qui se précipite, et l'autre un chlorate qui reste dissous et qu'on fait cristalliser.

Le *chlorate de strontium* est analogue au précédent.

500. Le *chlorate de magnésie* est blanc, très soluble, déliquescent, s'obtient en unissant l'acide chlorique à la magnésie.

Le *chlorate de chaux* a les mêmes propriétés.

501. Le *chlorate de zinc* est aussi très soluble et cristallise en octaèdres. Il s'obtient comme les précédens.

502. Le *chlorate de cuivre* est bleu, très soluble et déliquescent, et s'obtient par l'action de l'acide chlorique sur le deutoxide de cuivre.

503. Le *chlorate de plomb* est blanc, cristal-

lise en lames, d'une saveur sucrée, s'obtient par l'action de l'acide chlorique sur la litharge réduite en poudre fine.

504. Les *chlorates de mercure* sont au nombre de deux : 1° celui de protoxide, qui est insoluble, s'obtient en versant de l'acide chlorique sur du protoxide de mercure : il se dépose en poudre jaune ; 2° celui de deutoxide est soluble, cristallisable, et s'obtient de même.

505. Le *chlorate d'argent* est incolore, soluble, cristallise par l'évaporation en prismes carrés ; mêlé avec le soufre, il détonne par le choc comme le chlorate de potasse. On l'obtient en dissolvant du deutoxide d'argent dans l'acide chlorique.

L'*acide chlorique oxigéné* est susceptible de s'unir aux bases salifiables, et forme des sels qui n'ont pas été examinés ; le chlorate oxigéné de potasse s'obtient en même temps que l'oxide de chlore (275). C'est de ce sel qu'on extrait l'acide chlorique oxigéné, qu'on peut ensuite unir aux diverses bases salifiables pour obtenir les autres chlorates oxigénés.

ARTICLE XV.

Iodates.

506. Les *iodates* sont décomposables par la

chaleur qui en dégage l'oxigène et l'iode; ils sont tous presque insolubles, excepté ceux de potasse et de soude; aussi les prépare-t-on par les doubles décompositions (394). Ceux de potasse et de soude s'obtiennent en agitant de l'iode dans une dissolution de potasse ou de soude; il se forme de l'iodate et de l'iodure : le premier, peu soluble, se précipite en partie. On peut tout l'obtenir en évaporant le liquide et en lavant le résidu à l'alcool qui dissout tout l'iodure.

Article XVI.

Silicates.

507. La silice, long-temps considérée comme base salifiable, doit aujourd'hui être considérée comme acide (306) : elle a la propriété d'augmenter la fusibilité des oxides et même de rendre fusibles plusieurs oxides qui ne le sont pas du tout; c'est pourquoi elle avait reçu le nom de terre vitrifiable. C'est à cause de cette propriété qu'on emploie des terres siliceuses dans l'extraction des métaux : en rendant fusibles les oxides, elles les séparent du métal, et la matière vitrifiée qui se forme recouvre le métal et le préserve de l'oxidation; c'est ce qu'on nomme le laitier.

Les silicates sont insolubles dans l'eau; mais

avec excès de potasse ou de soude, ils deviennent solubles, et c'est de cette dissolution qu'on peut se servir dans les laboratoires pour obtenir les divers silicates par voie de doubles décompositions. Ici nous n'indiquerons en général que les moyens par lesquels on les obtient dans les arts où ils ont des usages très nombreux; car la porcelaine, le verre, le cristal, les pierres précieuses artificielles, les poteries, etc., sont de véritables silicates.

508. Le *zircon*, dont nous avons parlé (278) et d'où on extrait la zircone, est un silicate de zircone; il contient en outre environ 2 pour 100 de fer.

509. L'*argile* est un mélange de silice et d'alumine plutôt qu'un silicate d'alumine; elle est douce au toucher et comme grasse, susceptible de faire pâte avec l'eau et de durcir au feu; c'est pourquoi elle est la base de toutes les poteries. Mais seule, elle a trop de retrait; au feu de verrerie, elle se retire de $\frac{285}{1000}$; de l'argile déja cuite et pulvérisée, qu'on y mêle sous le nom de ciment, corrige ce défaut: lorsqu'on en met trois fois le poids de l'argile, il n'y a plus de retrait. L'addition de ciment empêche aussi que la faïence se brise par le passage du chaud au froid, mais il diminue de beaucoup sa tenacité. Un peu d'oxide de fer, de chaux ou du plâtre, en rendant l'argile un peu vitrifiable, la rend suscep-

tible de fournir une poterie dure, à cassure brillante et vitreuse.

Les argiles, suivant les localités, varient de propriétés, de couleur et de composition. On nomme argiles pures celles qui ne contiennent que de la silice et de l'alumine : beaucoup sont colorées par de l'oxide de fer, beaucoup aussi contiennent du carbonate de chaux ; lorsqu'elles en contiennent beaucoup, elles prennent le nom de *marnes*, et sont trop fusibles pour être propres à la poterie, à moins de les mêler avec une grande quantité d'argile pure.

On donne le nom de kaolin à une argile pure et blanche, provenant de la décomposition des feldspath (521), qui perd son alkali et beaucoup de silice par des causes qui ne sont pas bien connues, peut-être par l'action prolongée de l'eau. Cette argile est aussi connue sous le nom de terre à porcelaine, à cause de l'usage auquel on l'emploie. On trouve le kaolin près de Limoges, d'Alençon, de Bayonne, dans le comté de Cornouailles, en Saxe, en Chine et au Japon. En Auvergne et en Hongrie, on trouve une argile blanche, provenant de la décomposition des pierres ponces, qui est à peu près identique avec le kaolin, et propre aussi à la fabrication de la porcelaine.

L'argile de Montereau est grise, liante, blanchit à un feu modéré, et prend une teinte jaune

par un plus grand feu. C'est cette argile qu'on emploie à Montereau et dans les environs de Paris pour faire les faïences blanches, terre de pipe, faïence anglaise.

Dans le Devonshire, en Angleterre, on trouve abondamment une argile grise comme la précédente et blanche lorsqu'elle est cuite, et qu'on emploie aux mêmes usages dans le Staffordshire et le Northumberland.

A Abondant, on trouve une argile blanche et liante : au feu, elle devient jaune, rougeâtre, en raison du fer qu'elle contient. Elle se compose de 0,43 de silice, 0,35 d'alumine, 0,03 de carbonate de chaux, 0,01 d'oxide de fer, et le reste d'eau.

A Saveignies et à Forges-les-Eaux, on trouve des argiles qui contiennent encore plus de fer, ce qui les rend susceptibles d'éprouver au feu une demi-vitrification et de fournir cette poterie à cassure vitreuse, nommée grès : elle contient 0,63 de silice, 0,16 d'alumine, 0,01 de carbonate de chaux, 0,08 d'oxide de fer et le reste d'eau.

On désigne par le nom d'*argile figuline* une argile qu'on trouve abondamment autour de Paris, à Vanvres, Vaugirard, Arcueil : elle est douce au toucher, fusible à une température très élevée. On en fabrique des fourneaux et des poteries grossières.

On donne le nom de *terre à foulon* à une argile grasse au toucher, formant une pâte de peu de tenacité, contenant du carbonate de chaux et de magnésie : elle est employée pour enlever aux étoffes de laine l'huile qu'on emploie dans leur fabrication. Pour cela, on met ces étoffes dans des machines nommées foulons, consistant en des espèces de maillets de bois qui frappent obliquement sur les pièces de drap et leur font dégorger l'eau qu'elles contiennent, on met dans la même cavité que les pièces de drap de la terre à foulon; et un filet d'eau qui tombe dessus, entraîne peu à peu cette terre combinée avec l'huile que contenaient les étoffes.

510. La *porcelaine* est une terre cuite et à demi-vitrifiée, ce qui lui donne de la transparence. Elle peut être à demi-vitrifiée de deux manières : d'abord si elle est entièrement composée d'un mélange complètement vitrifiable, mais qu'en la cuisant, on arrête la vitrification au point convenable, telle est la porcelaine de Saxe; en second lieu, si elle est composée en partie d'un mélange vitrifiable et en partie de terres infusibles, dans ce cas il ne faudra pas ménager le feu, telle est la porcelaine de la Chine, du Japon et de France. La première espèce est bien inférieure à la seconde; car elle ne pourrait recevoir un fort degré de feu sans éprouver la fusion. La porcelaine, quoique susceptible

de supporter la chaleur, est sujette à se briser en passant du froid au chaud ou du chaud au froid : il paraît cependant qu'on est parvenu à en faire qui est capable de supporter ces changemens de température ; dans une manufacture de Bayeux, qui en a présenté aux expositions. La bonne porcelaine est assez dure pour faire feu avec le briquet.

La pâte de porcelaine se compose d'argile 20, quartz 2, gypse 1, et de biscuit depuis 2 jusqu'à 6 ou 7, suivant qu'on en a plus ou moins. On y ajoute souvent aussi du feldspath broyé et tamisé ; comme il est fusible à une haute température, il rend la porcelaine plus transparente. Pour préparer l'argile, on lave d'abord la terre, c'est-à-dire qu'on la délaie dans l'eau. On donne le temps au sable de se déposer au fond de la cuve ou tonneau, et on fait écouler l'eau chargée d'argile par des trous latéraux placés à diverses hauteurs ; on la reçoit dans des vases de terre ou de plâtre : l'argile se dépose au fond, on verse l'eau qui surnage, et on laisse la pâte devenir plus ferme ; le sable qui s'est déposé est recueilli pour être broyé comme nous allons le dire. Le quartz se compose du sable qui s'est déposé en lavant la terre, et, lorsqu'il n'y en a pas assez, de cailloux qu'on fait rougir et qu'on jette dans l'eau pour les rendre friables : ce sable ou ces cailloux sont ensuite broyés à un moulin composé

de deux meules très dures, dont l'une tourne sur l'autre. Après l'avoir broyé, on le passe au tamis pour rebroyer ce qui n'est pas assez fin. Le gypse ou pierre à plâtre doit être choisi aussi blanc qu'on pourra et préalablement calciné et broyé. On donne le nom de biscuit aux pièces de porcelaine qui sont manquées à la première cuisson, et qu'on broie au moyen des mêmes meules. Par là, la matière employée aux pièces défectueuses n'est pas perdue, mais seulement la façon; quelquefois aussi on y mêle des morceaux de porcelaine vernissée, nommés tessons.

Ces diverses matières étant bien broyées et séchées, on les mêle dans les proportions que nous venons d'indiquer; on y ajoute la quantité d'eau suffisante pour en faire une pâte ferme qu'on rend liante en la pétrissant.

Souvent au lieu de faire sécher l'argile, on la mêle toute mouillée aux autres matériaux; alors il importe de savoir combien elle contient d'eau, afin de connaître exactement la quantité d'argile qu'on met dans le mélange. Si la pâte, contenant trop d'eau, n'est pas assez ferme, on peut la laisser raffermir par le repos et l'évaporation à l'air, ou vaporiser l'eau par la chaleur, en la mettant dans des espèces de fosses ou réservoirs de briques peu profonds, sous lesquels passent des conduits qui les échauffent.

La pâte ainsi préparée, on la laisse séjourner

dans des lieux humides ou des vases couverts; elle subit une fermentation qui lui donne une couleur grise et exhale une odeur infecte. Dans certaines manufactures on laisse ainsi *pourrir* la terre des années entières, et on prétend que cela la rend plus grasse et plus liante; dans d'autres, on l'emploie peu de temps après sa préparation; en Chine, on la laisse, dit-on, ainsi jusqu'à quinze ou vingt ans.

Lorsqu'on juge la pâte assez fermentée, on la transporte sur le *marche-pâte*; c'est un grand baquet de bois de sapin ou plutôt une plate-forme à rebords; elle a jusqu'à 5 mètres de large et 12 à 14 centimètres d'épaisseur; la pâte étant sur cette plate-forme, un ouvrier, les pieds nus et un bâton à la main, écrase la pâte avec les pieds, en l'étendant circulairement; ensuite il la divise en tranches qu'il réunit l'une sur l'autre et la marche de nouveau, et ainsi de suite jusqu'à ce que toute la pâte soit d'une consistance uniforme.

Ensuite on broie encore la pâte en la rompant à plusieurs reprises, mettant les deux parties l'une sur l'autre, et les applatissant avec une masse de bois, et on y mêle en même temps les *tournassures* dont nous parlerons bientôt, en arrosant un peu si la pâte est trop dure; on la met en masses de 7 à 8 kilogrammes, et on la porte aux ouvriers *pâtiers*.

Ceux-ci presque toujours la battent de nouveau. Ils en prennent une poignée qu'ils rompent en deux, frappent chaque partie sur la table pour y faire une face plane, appliquent fortement ces deux faces planes l'une contre l'autre, et recommencent vingt ou trente fois, et la mettent en masses arrondies, d'une grosseur suffisante pour les pièces qu'ils ont à faire.

Dans plusieurs manufactures anglaises, au lieu de marcher et de battre la pâte, on la travaille au moyen d'une mécanique qui la broie, la coupe et la bat.

La terre ainsi préparée, peut être travaillée d'une foule de façons diverses, principalement au tour et au moule, sans parler de la sculpture qui est étrangère à notre objet.

Le tour de potier et de porcelainier (*fig.* 24) se compose d'un banc *a*, d'une table *b* et deux roues horizontales de bois, faisant corps avec un axe contenu dans deux collets *c d*, qui laisse à tout le système la liberté de tourner sur lui-même; la roue inférieure *e* est plus grande que l'autre; c'est elle que l'ouvrier fait tourner avec le pied, et qui sert de volant pour imprimer le mouvement de rotation du plateau supérieur *f*, nommé *tête* ou *girelle*, sur lequel est placé la pièce que l'on travaille.

L'ouvrier place d'abord sur la tête du tour un morceau de pâte qu'il arrondit et creuse un peu

au milieu; sur cette espèce de pied, nommé *pâton*, on pose le *rondeau* qu'on a trempé dans l'eau; c'est un plateau rond de plâtre ou de bois, d'une grandeur proportionnée à la pièce qu'on veut faire; sur le milieu du rondeau, on applique la terre destinée à cette pièce, et on la serre en la frappant tout le tour avec la main; puis imprimant avec le pied un mouvement de rotation au tour, on amène la pièce à la forme qu'elle doit avoir, tantôt avec les mains, tantôt avec une spatule d'une forme appropriée à l'ouvrage; les mains et la spatule doivent être trempées dans la *barbotine*, c'est-à-dire dans une bouillie claire de terre délayée dans l'eau, afin que la terre qu'on travaille glisse mieux dans les mains, sans cela, elle risque de se déchirer ou de se gercer.

La pièce ébauchée, on arrête le tour, on détache le rondeau du pâton, et on le place avec la pièce sur une tablette pour sécher. Le lendemain ou surlendemain, la pièce peut se détacher du rondeau; on examine avec soin si elle a quelques fentes, auquel cas on la briserait de suite. Lorsqu'elle est presque sèche, sans l'être complètement, on la finit sur le tour, ce qu'on appelle *tournasser*. Pour cela, on doit avoir préparé sur la tête du tour une masse de terre ronde, nommée mandrin, d'une grosseur appropriée à la pièce qui doit l'emboîter, et y tenir assez fortement pour supporter l'opération du tournas-

sage. La pièce ainsi fixée, on fait tourner le tour, et on la finit avec le tournassin, outil formé d'une lame de scie; on forme les gorges, les cordons, on régularise l'épaisseur, et on adoucit les bords avec un éponge. Tantôt on finit de suite, tantôt on laisse le fini le plus délicat à faire lorsque la pièce est parfaitement sèche; la poussière et les débris du tournassage sont recueillis pour être employés comme nous l'avons dit ci-dessus.

Si les pièces sont composées de deux parties, on les colle en humectant et même en grattant les parties qui doivent se coller, de manière qu'elles fassent un peu pâte; il convient de les coller avant de tournasser, afin de corriger dans cette dernière opération les défauts du collage. Il est évident que nous ne parlons ici que des parties rondes; car les anses, par exemple, ne peuvent être placés avant le tournassage qu'elles rendraient impossible.

Pour les plats et les assiettes, on se sert d'un moule de plâtre : on prépare d'abord une lame de terre d'une épaisseur convenable, sur un rondeau, comme nous l'avons dit ci-dessus, on en saupoudre un peu la surface avec du biscuit réduit en poudre, on pose le moule sur cette couche de terre, nommée *housse*, on renverse le tout de manière que le moule se trouve sur le bâton, on passe un fil de laiton entre la housse

et le rondeau, afin de la détacher; on place le moule de manière qu'il tourne bien rond, et on applique peu à peu la housse sur le moule, en le faisant tourner et en y appuyant légèrement une éponge mouillée, en allant du centre à la circonférence; on mouille le bout d'une lame mince, et on l'introduit entre le bord de l'assiette et le moule, afin de faciliter plus tard leur séparation. A mesure que l'assiette sèche, elle se détache bientôt du moule, à moins qu'elle n'ait pas été assez saupoudrée. Dans ce cas, elle se fend en séchant, parce qu'elle s'est attachée au moule; elle s'y attache également lorsque celui-ci est trop vieux, et il faut en rafraîchir la surface en le tournassant comme les pièces de porcelaine. Lorsque les assiettes sont presque sèches, on les met dans un lieu humide où on les couvre d'un linge mouillé qui les enveloppe sans les toucher, afin de leur conserver une légère humidité jusqu'au moment où on doit les tournasser, comme nous l'avons expliqué ci-dessus.

Tout ce qui s'écarte de la forme ronde ne peut être fait sur le tour, et on est obligé de le mouler; tels sont les anses, les becs de théières et les pièces ovales, octogones ou garnies de diverses inflexions particulières. Les moules sont de plâtre, et composés d'autant de pièces qu'il le faut pour pouvoir en retirer la pièce; les moules

des anses sont presque toujours composés de deux pièces seulement : on met dans l'une un morceau de pâte suffisant pour remplir le moule, on applique fortement l'autre partie dessus, on l'enlève, on ôte les bavures qui se sont formées, et on serre de nouveau les deux parties l'une contre l'autre. Pour les becs des théières, on imprime avec les mains chaque moitié dans une partie du moule, on y creuse un demi-canal, on y introduit un linge ou une lanière de peau, on applique les deux parties l'une sur l'autre, et on forme le canal intérieur en faisant aller et venir la lanière dans l'intérieur, ce qui en même temps refoule la terre vers le joint et colle les deux parties ensemble.

Pour les pièces de plâtrerie moulées, on prépare d'abord une plaque de terre nommée *croûte*, au moyen d'un rouleau ; lorsqu'elle est d'une épaisseur bien égale et convenable à la pièce qu'on veut faire, on la met sur le moule et on l'y imprime peu à peu, tantôt avec une éponge, tantôt avec les doigts.

Les garnitures, telles qu'anses, etc., se collent ensuite en les frottant d'abord sur la place qu'elles doivent occuper, jusqu'à ce qu'elles s'y appliquent exactement ; on mouille l'un et l'autre, et on colle en frottant un peu et appuyant fortement, puis on essuie les bavures et on rogne les aspérités avec du *papier sablé*, c'est-à-dire

qu'on a garni de sable, au moyen de gomme dont on a revêtu ce papier.

Les pièces étant achevées, on les laisse sécher à l'air et quelquefois dans une étuve; cependant il vaut presque toujours mieux qu'elles sèchent lentement; lorsqu'elles sont bien sèches, on les met cuire. Pour cela, on les enferme dans des vases nommés *gazettes*, afin de les préserver du contact immédiat de la flamme.

Les gazettes se font d'argile qu'on ne se donne pas la peine de laver, et de vieilles gazettes réduites en poudre fine; on en met généralement $\frac{1}{5}$ ou $\frac{1}{4}$, et on travaille cette pâte sur le tour, mais sans y donner à beaucoup près autant de soins que pour les pièces dont nous avons parlé ci-dessus; c'est dans ces espèces d'étuis qu'on place les pièces prêtes à cuire. Les gazettes se recouvrent mutuellement, de sorte qu'on peut les empiler dans toute la hauteur du four.

Le four a la forme cylindrique, surmonté d'un dôme et d'une cheminée; ses dimensions peuvent varier : quatre mètres de diamètre sur trois et demi de haut sont des dimensions convenables. Il est séparé en deux parties. C'est dans la partie du haut qu'on donne la première cuite dont nous parlons maintenant; le bois se met sur des grilles disposées au dehors, au nombre de quatre ou cinq, autour du four; elles se nomment allandiers : l'air extérieur les traverse, entre dans le

four, et s'en va par la cheminée : la cuite peut durer 50 à 70 heures. Il y a des fours chauffés à la houille, mais alors il doit y avoir dans le four des gardes-feu, c'est-à-dire de petits corridors percés de trous, et disposés à la circonférence intérieure du four, pour distribuer la chaleur d'une manière plus uniforme. On s'assure que la cuisson est arrivée au point convenable, en retirant quelques pièces par des ouvertures destinées à cet effet.

Il y a sur le côté une ouverture d'un demi-mètre de large, pour entrer dans le four lorsqu'on enfourne les pièces ; on la bouche avant d'allumer avec des briques jointes au moyen d'argile.

La cuisson terminée, on laisse refroidir le four et on retire les pièces qu'on extrait ensuite de dedans les gazettes, et on porte celles qui n'ont pas encore de couverte et qui sont dans la partie supérieure du four, dans l'atelier où on leur donne la couverte ou émail : dans cet état, on les nomme *biscuits*. Celles qui sont fendues ou défectueuses sont cassées et broyées pour rentrer dans la pâte, comme nous l'avons déja dit.

La couverte se compose d'une partie de quartz, d'une de gypse calciné et une et demie de tessons blancs, auxquels on ajoute plus ou moins de feldspath, le tout réduit en poudre fine, tamisé et délayé dans l'eau, de manière à réduire

le mélange à la consistance du lait; et comme les matières se déposent au fond de l'eau, il faut agiter au moment de s'en servir. On donne la couverte aux pièces, en les plongeant dans le liquide dont nous venons de parler; il importe de les plonger toutes uniformément, afin qu'elles soient toutes également recouvertes; on s'assure de temps en temps que la couverte n'est pas trop épaisse, en grattant une pièce avec l'ongle. Dans ce cas, on ajouterait de l'eau au liquide; dans le cas contraire, on y ajouterait du même mélange en pâte ferme, tel qu'il se dépose au fond du liquide, et qu'on conserve dans des tonneaux couverts. A mesure qu'on trempe les pièces, on les fait sonner pour mettre au rebut celles qui sont fendues. Lorsqu'on en a assez trempé pour garnir le four, on retouche l'émail, c'est-à-dire qu'on racle avec un couteau les gouttes ou bourrelets qui s'amassent en quelques endroits, et on l'enlève tout-à-fait sur les bords des pieds, pour éviter que la pièce se colle dans le four au fond de la gazette. Alors on procède à l'enfournement, on met d'abord les pièces dans leurs gazettes, on sème du sable sur le sol du four, pour pouvoir mettre les piles de gazettes bien d'à-plomb; et pour les maintenir, on met quelques supports de terre, soit entre le mur et le premier rang, soit entre les rangs successifs. Lorsque le four est plein, on en maçonne la porte; on remplit en-

suite la partie supérieure de pièces non trempées, et on cuit comme nous l'avons dit. On doit avoir soin de ne défourner que lorsque le four est presque froid, sans cela, on risquerait de faire fendre les gazettes et les pièces qu'elles contiennent.

511. *Peinture et dorure.* Les couleurs dont on orne la porcelaine se composent, comme celles employées sur la faïence, d'oxides colorés mêlés avec une matière fusible, nommée fondant et détrempée dans un liquide, afin de pouvoir les appliquer. Les couleurs peuvent s'appliquer sous l'émail ou sur l'émail; il n'y a guère que le bleu de cobalt qu'on applique de la première manière: la couleur d'un grand nombre d'oxides disparaîtrait à la chaleur nécessaire pour cuire la couverte de la porcelaine; c'est pourquoi on ne peut les appliquer que sur l'émail. On les fait cuire après à une chaleur moins violente. Pour cela, on se sert de moufles composés de terre à gazette.

Le liquide dans lequel on détrempe les couleurs est l'essence de térébenthine ou celle de lavande; il ne sert que pour l'application des couleurs : au feu, il se dissipe complètement.

Le *fondant* sert à donner aux couleurs du corps et du brillant; il peut être composé de diverses manières : le plus souvent il est formé de 2 de verre pilé exempt de plomb, 1 de borax calciné, 2 de nitrate de potasse bien pur. Après avoir broyé le tout dans un mortier de porcelaine, on le fait

fondre dans un creuset qu'on remplit tout au plus à moitié; car la matière se gonfle et se boursoufle, à cause de l'acide nitrique qui se décompose. Lorsque ce boursouflement est apaisé et que la matière est en fonte tranquille, le fondant est prêt à être pilé, tamisé et mêlé aux oxides colorés.

Les couleurs peuvent varier à l'infini; nous n'indiquerons que les principales; par leur mélange on pourra obtenir toutes les nuances qu'on desirera. Il faut observer cependant qu'il y a des couleurs qui s'altèrent réciproquement, par exemple, l'oxide d'antimoine et l'oxide de fer.

Le *rouge* s'obtient du pourpre de Cassius (231) ou de l'oxide rouge de fer : le premier est si intense, qu'il peut colorer 300 fois son poids de fondant; le dernier est moins éclatant et très altérable au feu, mais on le rend plus fixe en le calcinant d'abord avec du sel marin, puis le lavant.

Pour le *jaune*, on emploie l'oxide d'antimoine, celui de plomb ou le chlorure d'argent.

Pour le *bleu*, l'oxide de cobalt qui supporte très bien la température de la couverte.

Pour le *vert*, du carbonate de cuivre.

Pour le *brun*, de l'oxide de fer ou terre d'ombre bien lavée, séchée et calcinée.

Pour le *noir*, oxide de fer mêlé d'oxide de

manganèse et quelquefois de cobalt : on remplace aussi l'oxide de fer par celui de cuivre.

Pour le *blanc*, de l'oxide d'étain très pur qu'on calcine avec du sel marin, et qu'on lave ensuite.

Or et platine. Pour couvrir la porcelaine ou la faïence de platine, on prend une dissolution de chlorure de ce métal (233), on l'évapore jusqu'à consistance de sirop, on la délaie dans l'essence de lavande, et on recouvre les pièces de ce mélange : il en faut si peu, qu'un gramme de platine peut couvrir 50 tasses.

Pour la couverte d'or, on précipite d'abord ce métal d'une dissolution de chlorure (230) par le sulfure de potasse; on délaie le précipité dans l'essence de térébenthine ou de lavande, et on applique cette dissolution avec un pinceau ou une brosse. On se sert aussi d'or précipité par le sulfate de fer.

On applique aussi les couleurs sur porcelaine ou sur faïence par le moyen de l'impression, ce qui permet d'y reproduire des gravures de même que sur papier. Pour cela, on se sert le plus souvent de bleu de cobalt délayé avec l'huile de lin ; on met cette encre sur la planche de cuivre, et on imprime sur une feuille de papier comme une impression en taille-douce; on applique cette gravure toute fraîche sur le biscuit, et on la frotte avec un tampon de flanelle pour imbiber

la couleur dans l'assiette ou la tasse. Pour que le papier boive moins l'encre, on la laisse plus fluide, et on se sert souvent du papier argenté. Lorsque la gravure est restée appliquée une heure ou deux, on plonge le tout dans l'eau pour enlever le papier, on met sécher, puis on expose à la chaleur d'un four pour volatiliser l'huile, et on met ensuite la couverte comme à l'ordinaire. Au lieu de planche de cuivre, on peut employer une planche d'étain, mais elle dure moins longtemps, et à la place d'une feuille de papier, on emploie quelquefois une plaque de gélatine fléxible qu'on a préparée en faisant dissoudre de la colle forte dans une petite quantité d'eau, et la coulant toute chaude sur une plaque polie; lorsqu'elle est froide, elle doit avoir la consistance d'une peau un peu épaisse. On applique cette plaque sur la planche pour en lever l'empreinte, et ensuite sur le biscuit où on veut la transporter; on lave cette plaque avec un pinceau mouillé, et on recommence. Cette plaque étant élastique, a l'avantage de pouvoir suivre les diverses inflexions de la pièce sur laquelle on l'applique mieux qu'une feuille de papier.

512. Le *grès* et la *poterie anglaise* sont comme la porcelaine à demi-vitrifiés, et ont une cassure vitreuse qui les distingue de la poterie ordinaire et de la terre de pipe, qui ont une cassure mate et quelquefois grenue. La poterie an-

glaise ne diffère du grès que par le soin qu'on met à sa confection, la nature en est la même: elle se compose de terre argilleuse et de silex broyé à un moulin semblable à ceux qu'on emploie pour moudre le blé; on ajoute quelquefois un peu de chaux, mais il n'en faut pas plus de 2 ou 3 pour cent, tandis qu'on met 15 ou 16 pour cent de silex et le reste d'argile.

On lave, on tamise, on marche et on broie comme pour la porcelaine, mais avec un peu moins de soin, surtout pour le grès, pour lequel on se dispense quelquefois même de la première opération: on doit également laisser pourrir la terre un certain temps, pour la rendre plus ductile.

Dans les manufactures anglaises de poterie, on se sert d'un tour dont la roue inférieure est entourée d'une courroie communiquant à un volant vertical que fait tourner un ouvrier pendant que l'ébaucheur tourne le vase, ce qui permet d'aller plus vite; on place la terre sur la tête ou girelle du tour sans le rondeau qu'on emploie pour la porcelaine, et ensuite on détache la pièce de cette girelle au moyen d'un fil de fer tendu. Souvent on tournasse ce genre de poterie à un tour semblable à celui d'un tourneur, en enmanchant cette pièce sur un mandrin de bois. Quant aux assiettes, on les moule comme nous l'avons dit pour la porcelaine, excepté

qu'au lieu de préparer la plaque nommée housse sur le tour, on en prépare un certain nombre avec un rouleau sur une pierre lisse, et on les empile sur l'entablement du tour, pour les prendre un à un et les mouler comme nous l'avons dit : on coupe le superflu avec un fil de fer tendu, et on les lisse avec un morceau de corne.

On emploie ordinairement deux fours ronds surmontés d'un dôme, l'un pour le biscuit, l'autre pour la couverte. Rien ne s'opposerait à ce qu'il n'y en eut qu'un, comme pour la porcelaine; mais la disposition ne serait plus la même, car, pour la poterie anglaise, le biscuit est exposé à une température plus élevée que la couverte, c'est le contraire pour la porcelaine. La couverte se compose de 4 de sable, 2 de minium, 1 de potasse, $\frac{1}{200}$ de cobalt; elle doit être d'abord fondue et vitrifiée dans un creuset, puis broyée, tamisée et délayée dans l'eau, pour être appliquée, comme nous l'avons dit pour la porcelaine; elle exige une chaleur assez forte, mais moins que celle de la porcelaine. Si on veut la rendre plus fusible, on peut augmenter la dose de potasse et ajouter au mélange de la poudre de verre.

La poterie anglaise se cuit dans des gazettes, comme la porcelaine; mais on met plusieurs assiettes dans une même gazette; et pour les empêcher de porter les unes sur les autres, il y a

aux gazettes des trous latéraux, dans lesquels on introduit de petits bâtons de terre, nommés pernettes : c'est sur eux que reposent les assiettes.

Le grès commun ne se cuit pas dans des gazettes, et on ne le cuit qu'une fois. Pour suppléer à la couverte, on jette du sel marin dans le feu au moment où il est très ardent et où l'intérieur du four est déja rouge; les vapeurs de chlorure de sodium se déposent sur la surface des vases, et y déterminent un commencement de vitrification qui forme une couverte ; mais cela ne réussirait pas, si le mélange de terre ne contenait pas de silex.

On colore souvent la poterie anglaise ou le grès ; la couleur peut y être appliquée de trois manières : sur la pièce crue, alors elle cuit dans le four à biscuit; sur la pièce biscuitée, alors elle cuit avec la couverte, et enfin sur la couverte, et dans ce cas, elle exige une troisième cuisson qui se fait dans des moufles, comme nous l'avons dit pour la porcelaine : on n'applique de cette dernière façon que les couleurs fines qui craignent une forte chaleur. Les premières, nommées *engobes*, se composent de terres colorées : l'ocre jaune ou rouge fournit la couleur rouge; 1 de manganèse, 15 de sable et 10 de potasse, vitrifiés dans un creuset, broyés, tamisés et mêlés à 60 d'argile, donnent la couleur violette ; le même, en supprimant le manganèse, donne le

jaune; 10 d'azur, 1 de minium, 20 d'argile, donnent le bleu; le mélange de ces trois couleurs peut donner presque toutes les nuances. La couleur s'applique, soit en trempant la pièce, soit en versant le mélange sur celle-ci. Ainsi appliquée sur la pièce avant qu'elle soit cuite, on peut l'enlever en partie pour former sur la pièce diverses raies ou dessins colorés; en la mettant sur le tour pour la tournasser, on forme des cercles de la couleur naturelle de la terre; on peut aussi coller sur la pièce des ornemens ou vignettes découpées en papier, l'engober et enlever ensuite les découpures : ce second moyen peut aussi s'employer pour les couleurs appliquées sur le biscuit. D'autres fois on imprime sur la pièce, lorsqu'elle est sur le tour et encore fraîche, des ornemens, au moyen d'une molette; on colore ces ornemens au moyen d'un pinceau, et ensuite on les racle en tournassant, de manière qu'il ne reste de la couleur que dans les parties creusées par la molette.

Pour appliquer sur le biscuit, on peut employer les mêmes couleurs que les précédentes; mais on n'a pas la même facilité pour les enlever au tournassin. On imprime sur le biscuit comme nous l'avons expliqué pour la porcelaine.

Sur la couverte, nous avons dit qu'on n'applique que les couleurs fines. Par exemple, 1 de pourpre de Cassius et 6 de fondant donnent

un beau rouge ; 1 de cobalt et 50 de fondant donnent le bleu ; 1 sulfure d'argent, 1 oxide d'antimoine et 6 fondant pour le jaune ; 1 oxide de cobalt, 2 manganèse et 2 fondant, le noir ; et on obtient les autres couleurs par le mélange des trois précédentes. Le fondant dont nous parlons est composé de 3 de minium ou de céruse et de 1 de silice ou de sable blanc, broyés, vitrifiés et broyés de nouveau.

Les grès n'étant cuits qu'une fois, si on veut les colorer, ce ne peut être qu'à la manière des engobes.

513. La *terre de pipe* se travaille à peu près comme les précédentes ; mais elle n'est pas si dure, et sa cassure n'est pas vitreuse. Les pièces avec l'émail sont cuites à une chaleur plus forte que le biscuit ; elles se mettent dans des gazettes, mais on en met plusieurs dans une même gazette. On colore rarement la terre de pipe, mais on l'imprime assez souvent comme nous l'avons expliqué pour la porcelaine.

La terre de pipe se compose principalement d'une espèce de terre argileuse blanche, qu'on tire des environs de Cologne, on y ajoute 5 pour 100 de cailloux réduits en poudre, autant de craie et autant d'une matière frittée, préparée ainsi qu'il suit : à 9 de cailloux broyés et un de sable, on ajoute 3 de soude et on calcine le tout dans un creuset, jusqu'à ce qu'il soit réduit en

une matière vitreuse ; on laisse refroidir, on broie et on tamise, pour l'employer comme nous l'avons dit ci-dessus. Cette vitrification préliminaire a pour but d'empêcher la soude de se dissoudre dans l'eau qu'on emploie pour délayer la terre.

La couverte s'applique sur le biscuit : elle se compose de 6 de mine de plomb rouge, 6 de sable, 3 de sel, 1 de verre blanc.

Il ne faut pas confondre la terre de pipe dont nous venons de parler avec la terre employée à faire des pipes ; celle-ci est exempte de chaux et de sable, elle doit être aussi assez exempte d'oxide métallique, pour ne pas se colorer au feu. Après l'avoir parfaitement broyée dans des baquets et ensuite sur une table, le mouleur la forme d'abord en la roulant dans ses mains en petits cylindres, avec une tête au bout, ayant grossièrement la forme d'une pipe. Lorsqu'il a laissé reposer ces morceaux pour les raffermir, il y introduit une broche de fer depuis le bout jusque dans la tête formée à l'autre bout ; il courbe cette tête et introduit le tout dans un moule de cuivre formé de deux parties qu'il presse fortement l'une contre l'autre ; il forme la cavité intérieure de la pipe, nommée fourneau, d'abord avec le doigt, ensuite avec un instrument ayant la forme d'un gland, et il introduit de nouveau la broche dans la tige, jusqu'à ce qu'elle perce

dans le fourneau ; il la laisse un peu sécher, et la presse de nouveau dans le moule. Lorsqu'elles sont parfaitement sèches, on les enferme dans des pots de terre ou espèce de creusets destinés à cet usage ; on empile ces pots dans un four qui a la forme d'une tour, et on les cuit comme la faïence dans des gazettes.

514. La *faïence* est composée de terre presque toujours jaune, rouge ou brune ; elle ne fait pas corps avec la couverte comme les précédentes, mais celle-ci forme entièrement la surface apparente ; c'est pourquoi elle a besoin d'être plus opaque que les couvertes de la terre de pipe.

Il y a des faïences de diverses qualités ; elles ne diffèrent que par le soin qu'on met à tamiser et marcher la terre et à travailler les pièces ; sa composition consiste communément en 8 de terre glaise, 2 de marne et 1 de sable ; pour la faïence commune, on ne se donne pas même la peine de broyer le sable. La manière de préparer la terre et de la tourner sont les mêmes que pour la porcelaine, excepté qu'on y met moins de soins : la plupart du temps les garnitures, au lieu d'être moulées, se font à la main, souvent on ne tournasse pas, et la pièce sort toute finie des mains de l'ouvrier qui l'a commencée.

La faïence se cuit comme la terre anglaise : plusieurs pièces dans une même gazette, pla-

cées les unes sur les autres et soutenues sur trois petites baguettes d'argile, triangulaires, de sorte que l'assiette ne pose que sur trois points.

Les fours où on cuit la faïence sont ordinairement carrés et séparés en deux parties par une voûte percée de petites ouvertures distantes d'un demi-mètre les unes des autres; c'est dans la partie inférieure, nommée enfer, qu'on fait le feu, et dans la supérieure qu'on met cuire la faïence; rien n'empêcherait cependant que les fours à faïence fussent ronds comme ceux à porcelaine.

L'émail de la faïence se compose d'oxide de plomb et d'étain, parties égales, qu'on obtient en calcinant ces deux métaux à l'air et les remuant; on réduit ces oxides en poudre fine par le broiement et le lavage. Par économie, on ne met que $\frac{2}{5}$ d'étain et quelquefois moins. On mêle 100 de cet oxide, 100 de cailloux calcinés, 200 de carbonate de potasse. Pour le colorer, on mêle à 100 parties d'émail les matières suivantes: pour le bleu d'azur, 50 d'oxide de cobalt, 2 d'oxide de cuivre; pour le bleu, 50 d'oxide de cuivre, 3 d'oxide de cobalt, 1 de manganèse; pour le vert, 50 de cuivre oxidé, 2 de fer oxidé; pour le noir-bleu, 50 d'oxide de cobalt, 50 de manganèse; pourpre, 50 de manganèse; jaune, 50 de tartre, 2 de manganèse, etc....

Pour la faïence destinée aux poêles, comme on la tient très épaisse, il n'est pas nécessaire que la terre soit aussi bien travaillée; elle se prépare à peu près comme les gazettes, et se compose de 12 de terre glaise, 3 de ciment, c'est-à-dire de brique pilée, 1 de sable grossier et 5 de sable fin; la couverte se compose de 5 d'oxide de plomb et d'étain, 5 de sable blanc et 1 de carbonate de soude, le tout vitrifié, broyé et tamisé : comme on ne l'applique que d'un côté, on le verse dessus avec une cuiller.

515. Pour la *poterie grossière*, on emploie la terre telle qu'on la trouve. On se contente de la marcher, de la battre, d'y mêler du sable, si elle est trop riche en alumine, et de la laisser pourrir à la cave pendant un temps plus ou moins long; là, elle éprouve une fermentation qui la rend plus ductile, parce que l'eau l'a mieux penétrée. Cette fermentation est due à la décomposition des matières végétales et des sulfures que contenait la terre.

La terre étant ainsi préparée, on lui donne sur le tour la forme qu'on desire, comme nous l'avons expliqué dans les articles précédens; les anses et autres garnitures sont faites à la main. On ne tournasse pas les pièces, mais on les finit en même temps qu'on les ébauche. Pour les cuire, on ne se donne pas la peine de les mettre dans des gazettes; les vernis ne sont jamais d'une

couleur tendre qui craigne les altérations produites par la fumée; c'est presque toujours le sulfure de plomb, nommé galène ou alquifoux, broyé et mêlé de partie égale de sable qui fait la base de ce vernis (197); on lui donne la couleur verte avec de la limaille de cuivre, la couleur rouge avec de l'ocre, etc. On peut aussi obtenir un vernis très économique, en trempant les pièces dans un mélange d'ocre et de verre pilé, tenu en suspension dans l'eau. Souvent aussi une simple dissolution de sel marin appliquée à la surface est suffisante pour faire vitrifier cette surface.

516. Les *creusets* sont de plusieurs sortes; ils ont presque toujours la forme d'un cône tronqué. Dans les grands ateliers, tels que les verreries, on en emploie qui contiennent jusqu'à 4 ou 500 k., et on leur donne une forme cylindrique.

On les fait de terre, de plombagine ou de métal; ceux de Hesse, qui ont été jusqu'à ce jour les plus employés, sont formés de terre et de sable; ils ont l'inconvénient de mêler quelquefois leur matière à celles qu'on y enferme, surtout aux alkalis et aux sels; c'est pourquoi ils ne sont bien convenables que pour les métaux. A une haute température, les creusets de Hesse éprouvent une demi-vitrification et se ramollissent quelquefois assez pour faire manquer l'opération à laquelle on les emploie; les creusets de Mouchy qu'on

fabrique depuis peu de temps, leur sont de beaucoup supérieurs, et peuvent subir, sans s'altérer, les températures les plus violentes qu'on puisse produire.

Les terres qu'on emploie pour la fabrication des creusets doivent être exemptes de chaux, de sulfate de chaux, et autant que possible d'oxide de fer, car ces matières les rendraient moins réfractaires.

Nous avons parlé ailleurs (171) de ceux de plombagine, et ceux de métal sont étrangers à l'objet qui nous occupe ici. Ceux des verreries sont composés d'argile crue et de débris d'argile cuite : on ne peut y employer de quartz, parce que l'alkali qui entre dans le verre les attaquerait.

Les *carreaux* se fabriquent avec les mêmes terres que la poterie, mais se préparent encore avec moins de soins : la couleur et les qualités de cette terre varient avec le pays; car on l'emploie telle qu'on la trouve. A Paris, on emploie l'argile de Vanvres (509), dans laquelle on met 15 à 25 pour 100 de sable rouge de Châtillon; la terre se trempe et se marche comme celle de la poterie.

Lorsque la terre est arrivée à une consistance convenable pour conserver la forme qu'on lui donne, on la moule. Le moule est un châssis de bois un peu plus épais que ne doit être le carreau : on saupoudre la table de sable, on pose

le moule dessus, on le saupoudre aussi de sable, on le remplit de terre avec les mains, et on enlève l'excédent avec une règle de bois mouillée, nommé *plaine*; on pousse le moule au bord de la table, on reçoit le carreau sur la main, et on les pose en pile sur le bord de la table; de là, ils sont portés dans des hangars où ils sèchent à l'ombre; ensuite on les enfourne et on les cuit comme la poterie, en ayant soin de les enfumer 5 ou 6 heures avant de leur donner un haut degré de feu. On a coutume de mettre du bois dans le four même, entre les rangs de carreaux, à mesure qu'on enfourne ceux-ci.

Les *briques* se moulent de la même manière que les carreaux; on peut les faire plus grossièrement, vu qu'elles ne sont pas destinées comme ceux-ci à avoir leur surface apparente. Leurs dimensions varient suivant les pays et les usages auxquels on les destine : les dimensions les plus communes sont 5 centimètre ½ d'épaisseur, une largeur double et la longueur double de la largeur; les briques de cette dimension pèsent, au sortir du moule, 2935 grammes; lorsqu'elles sont sèches, 2250, et lorsqu'elles sont cuites, 2125. Après avoir extrait la terre, on la coupe avec une palette et on la corroie, soit avec les pieds, soit avec des instrumens de bois ou de fer, nommés *bouloirs* ou *rabots*, en l'arrosant si elle n'est pas assez humide naturelle-

ment, et on couvre les tas de paillassons, si on a à craindre qu'ils sèchent trop vite. On moule la brique comme les carreaux : ordinairement l'ouvrier mouleur a deux moules, et lorsqu'il a moulé une brique, un porteur la prend avec le moule et va la poser en la faisant sortir du moule, dans l'endroit où elle doit sécher : un ouvrier peut en mouler 8000 par jour.

Pour les mettre sécher, on prépare sur le terrain des carrés de 6 mètres de large, entourés de petits fossés, on en bat le terrain et on le couvre de sable ; on y étend un lit de paille ; c'est sur ce lit de paille qu'on expose les briques, d'abord à plat, et lorsqu'elles sont assez raffermies pour les manier, on les met de champ en les empilant les unes sur les autres, à environ 2 mètres de hauteur.

Pour cuire les briques, on emploie des fours ronds ou carrés, de dimensions doubles ou triples de ceux à faïence, et on les chauffe, soit au bois, soit au charbon ; mais dans les pays où on en fait une plus grande consommation, tels que les départemens du nord, on les cuit en plein air, et souvent les ouvriers se rapprochent pour fabriquer les briques du lieu où elles doivent être employées. On commence à bâtir sur un espace carré d'une dixaine de mètres, quatre murs avec des contreforts en talus aux coins ; ces murs se composent de briques sans aucun mortier, seule-

ment on enduit de terre la surface extérieure : ces murs se font souvent avec les briques mêmes qu'on veut cuire ; d'autres fois avec des briques déja cuites, surtout la partie inférieure. Dans cette partie, on réserve des voûtes d'environ cinq décimètres de large, autant de haut et autant d'espace entre elles ; c'est sous ces voûtes qu'on dépose du bois. On met dans l'intérieur un lit de charbon, et on le garnit de briques posées de champ avec des espaces entre elles d'un décimètre environ. Sur ce rang, on en met un pareil en plaçant les briques à angle droit sur celles du premier rang, puis un troisième rang qu'on espace moins que les précédentes, parce qu'on étend dessus un lit de charbon, et on continue, comme sur le premier lit de charbon, jusqu'à 6 ou 7 mètres de hauteur. On n'attend pas d'être au haut pour mettre le feu ; mais on construit le four et on enfourne à mesure que le feu monte peu à peu ; il dure 20 ou 24 jours pour un four de 350 milliers, et on emploie environ 2 hectolitres de charbon par millier.

Les *tuiles* se fabriquent de la même manière que les briques, les mêmes terres y sont propres. Comme la tuile doit moins boire l'eau que la brique, on a coutume, pour la rendre plus compacte, de la battre avec une palette de bois, lorsqu'elle est à demi-sèche, et on en polit la surface extérieure lorsqu'elle est dans le moule

avec une règle mouillée, en y mettant plus de soin que pour les briques. La forme des tuiles varie suivant les pays : dans les pays du nord, où les toits ont une grande pente, on les fait plates; dans les pays méridionaux, les toits ont moins de pente, on les fait creuses en demi-cercle. Pour cela, on les moule d'abord plates, et lorsqu'elles sont un peu raffermies, on les place sur un calibre de bois creusé suivant la forme extérieure que doit avoir la tuile, et on l'appuie sur une tuile déja cuite, afin de la faire entrer dans le calibre. On peut les faire cuire absolument comme les briques. Souvent le four est rectangulaire et divisé en deux parties : l'inférieure, composée de deux voûtes à côté l'une de l'autre, sert de foyer, et la supérieure, recouverte d'une voûte percée de petites ouvertures, à 40 centimètres les unes des autres; c'est dans celle-ci qu'on dispose les tuiles de champ, comme nous l'avons dit pour les briques; mais pour consolider, on met un rang de briques de distance en distance. On chauffe d'abord très peu avec trois ou quatre bûches seulement à la fois, pendant 36 heures et quelquefois beaucoup plus; ensuite on emplit presque en entier le foyer, et lorsque presque tout le bois est consumé, on bouche l'ouverture du foyer et celles de la voûte supérieure, afin de conserver la chaleur dans le four et de la laisser refroidir plus lentement.

517. Les *schistes* ont une structure lamellaire, les lames dont ils se composent se séparent plus ou moins facilement ; ils sont toujours assez tendres pour être rayés avec une pointe de fer ; ils sont fusibles et forment un émail quelquefois blanc, quelquefois brun. Leur composition est assez variable, et consiste principalement en silicate d'alumine et un peu de fer : ils sont quelquefois imprégnés de bitume, ce qui les rapproche de la houille. Quelques-uns sont employés comme *pierre à rasoir*. L'ardoise est aussi un schiste contenant 0,33 d'alumine, 0,48 de silice, 0,03 à 0,10 de fer, 0,07 d'eau et le reste de magnésie, potasse, chaux et quelques autres terres en quantité variable. Les crayons, connus sous le nom de *pierre-noire*, sont encore une variété de schiste, contenant 0,64 de silice, 0,11 d'alumine, 0,11 de carbone, 0,01 de fer, et le reste d'eau.

518. Les pierres précieuses, connues sous le nom d'*émeraude* et d'*aigue-marine*, sont un silicate double d'alumine et de glucine ; elles contiennent 0,68 de silice, 0,18 d'alumine, 0,14 de glucine.

519. Le *grenat oriental* est d'un beau rouge, et consiste en silicate d'alumine et de fer : le fer peut être remplacé en partie par la chaux et en totalité par le manganèse, comme on le voit dans les exemples suivans :

	Grenat de fer.	Grenat de chaux.	Grenat de manganèse.
Silice.....	38	38	38
Alumine.....	20	20	20
Protoxide de fer.....	42	10	0
Chaux.....	0	32	0
Oxide de manganèse..	0	0	42

520. La *lazulite*, d'où on extrait le bleu d'outre-mer, a été considérée par plusieurs chimistes comme un silicate d'alumine et de soude. Cependant une analyse exacte y démontre la présence du soufre, du fer et d'un peu de sulfate de chaux. Ces matières y sont-elles accidentelles ou nécessaires? Les opinions devraient être fixées à cet égard, puisqu'on est parvenu à fabriquer de l'outre-mer artificiel; mais les auteurs de cette découverte l'ont tenue secrète, et le procédé que d'autres ont publié (*Annales de Physique et de Chimie*), est au moins inexact. Nous ne connaissons personne à qui il ait réussi, et M. Barruel, préparateur à l'école de médecine, dont l'habileté est assez connue, l'a tenté sans succès. Quoi qu'il en soit, l'outre-mer contient 40 à 45 de silice, 30 à 35 d'alumine, 20 à 23 de soude, 3 à 5 de soufre, autant de fer et autant de sulfate de chaux.

Pour extraire l'outre-mer de la lazulite, on fait rougir cette pierre et on la jette dans l'eau froide pour la rendre friable; on la pulvérise et

on la mêle avec un mélange de résine, cire et huile de lin ; on met le tout dans un linge, et on la pétrit dans l'eau chaude : l'eau qui en sort est d'abord trouble, bientôt elle entraîne un très beau bleu qui ensuite devient plus pâle : ce dernier porte le nom de cendres d'outre-mer.

Cette couleur, en raison de sa beauté, a toujours été recherchée, et en raison de sa rareté, se payait jusqu'à 200 francs l'once. Depuis qu'on en fait de factice, elle est descendue à 20 francs. On la distingue de plusieurs autres bleus par la propriété qu'elle a d'être inaltérable à un feu ordinaire ; et à un feu très intense, elle se fond en un émail gris. Les acides forts la décolorent, en dégagent de l'hydrogène sulfuré, et il se précipite de la silice en gelée.

521. On donne le nom de *feldspath* à un silicate d'alumine et de potasse très abondant, qui fait la majeure partie d'un grand nombre de roches et de tous les porphyres. Il contient 66 de silice, 18 d'alumine, 16 de potasse. Il y a beaucoup de roches ayant l'apparence et les propriétés du feldspath, dans la composition desquelles la soude et la chaux remplacent la potasse.

Le feldspath s'emploie dans la composition de la porcelaine, et surtout de sa couverte, sous le nom de caillou. A la longue, il se décompose à l'air, l'eau entraîne la potasse, et le résidu, con-

tenant encore de petits grains de feldspath, forme l'argile connue sous le nom de kaolin (509).

La pierre *ponce* est d'une composition presque identique avec le feldspath, et provient par conséquent de feldspath ou de matières formées des mêmes élémens, fondues par le feu des volcans et boursouflées, ce qui la rend poreuse.

522. Le *mortier*, dont tout le monde connaît l'usage, est un composé de chaux et de sable qui durcit avec le temps, de sorte qu'on peut jusqu'à un certain point le considérer comme un silicate d'alumine. Nous disons jusqu'à un certain point, parce que la silice y entrant sous forme de grains, contracte avec la chaux plutôt une adhérence qu'une véritable combinaison. Nous avons déja dit (312) ce qu'on entend par mortier hydraulique, et nous avons annoncé que, suivant la qualité de la chaux, il entre plus ou moins de sable dans le mortier; dans les constructions ordinaires, où on emploie de la chaux grasse, un hectolitre de chaux vive fournit deux hectolitres de chaux éteinte, qui, mêlés à 4 hectolitres de sable, fournissent environ 5 hectolitres de mortier. D'ailleurs les doses que nous venons d'indiquer ne sont que des à-peu-près qui varient nécessairement suivant la qualité des matériaux. Le mortier bien fait peut acquérir autant de dureté que la pierre tendre; il est essentiel de le bien broyer. Les broyoirs de fer, tels qu'on les em-

ploie en Italie et dans le midi de la France, y sont bien plus propres que les broyoirs de bois, nommés rabots, qu'on emploie à Paris. On doit ajouter le sable peu à peu à la chaux, jusqu'à ce que le mortier commence à ne plus adhérer au fer; c'est à ce point juste qu'on doit arrêter l'addition de sable.

Pour bâtir, et surtout pour les constructions enterrées, il faut employer de la chaux nouvellement éteinte, le mortier est susceptible d'acquérir plus de dureté et d'adhérer plus fortement aux pierres. Souvent on fait le contraire, parce qu'avec le temps, la chaux devient plus grasse et peut se mêler avec plus de sable; mais c'est une économie aux dépens de la solidité. Pour les enduits, il en est autrement, on doit employer de la chaux éteinte depuis un certain temps : premièrement parce que la chaux récente renferme des grains non éteints, qui font de petites gerçures à l'enduit; secondement parce que la porosité que donne à l'enduit la chaux vieille, attendu qu'on y ajoute plus de sable, donne plus de facilité à l'humidité des murs de pénétrer l'enduit au lieu de le détacher par grandes plaques.

Pour les constructions enterrées, on emploie dans beaucoup de pays une espèce de mortier nommé béton, qui forme à lui seul des massifs d'une grande dureté, sans y ajouter des pierres.

Dans le béton, on emploie du gravier renfermant des cailloux à la place de sable fin; on le broie comme nous l'avons dit avec des broyoirs de fer: les cailloux renfermés dans le gravier n'absorbant pas de chaux, on peut en mettre un peu moins. Pour que le béton acquière de la solidité, on doit employer la chaux vive; on en met une mesure à terre, qu'on couvre de deux mesures de gravier; on arrose le tas tant qu'il absorbe l'eau, on attend qu'il ait cessé de fumer, et on le broie en y ajoutant du gravier, jusqu'à ce qu'il cesse de s'attacher au broyoir, et on l'emploie immédiatement.

On donne le nom de ciment à une espèce de mortier où le sable est remplacé par des tuileaux et briques pilées: on le fait comme nous venons de l'expliquer pour le béton, et on l'emploie dans les puits, citernes, fosses d'aisances, pour l'opposer aux infiltrations. Il est susceptible de prendre une grande dureté dans l'humidité.

En divers pays, et notamment à Rome et à Naples, on emploie dans le même but une espèce de sable nommé pouzzolane, qui n'est autre chose qu'une terre cuite par le feu des volcans.

On peut très bien, pour remplacer la pouzzolane ou les briques pilées, faire sécher de l'argile, la pulvériser et la cuire.

Du verre.

523. Le verre est un composé transparent qui résulte d'un mélange de silice avec divers oxides, en l'exposant à l'action d'un feu violent et longtemps continué. Le sable ou la silice qui en fait la principale partie, se combine à une haute température avec la potasse, la soude, la chaux, l'oxide de plomb et les autres oxides. Pendant cette combinaison, il se produit une infinité de bulles qui se dégagent lentement, à cause de la viscosité de la matière; elles sont dues à l'acide carbonique qui se dégage de l'alcali employé ou à l'excès d'oxigène que contient l'oxide de plomb (minium) qui doit être ramené à l'état de protoxide. La silice entrant dans la composition de tous les verres, on doit les considérer comme des silicates de soude, de potasse, de chaux ou d'oxide de plomb, les autres matières doivent être regardées comme accidentelles. La soude étant moins chère que la potasse, devrait toujours lui être préférée, si elle donnait un verre d'une égale blancheur; mais elle lui communique toujours une teinte verdâtre : on est donc forcé d'employer la potasse lorsqu'on veut un verre parfaitement blanc. La chaux a la propriété de rendre le verre plus dur et moins sujet à casser par le passage du chaud au froid; mais une dose trop forte altère la transparence du verre

et attaque les creusets dans lesquels s'opère la vitrification, ce qui oblige à la restreindre à $\frac{1}{10}$ de la silice employée. Dans les verres communs cependant elle entre souvent en plus grande quantité, car les charrées et les soudes brutes qu'on y emploie en contiennent beaucoup. L'oxide de fer que contiennent toujours les soudes qu'on emploie donne une teinte verte au verre qui en provient; c'est pour la détruire ou au moins l'atténuer, qu'on ajoute souvent dans le verre de l'oxide de manganèse. Il a aussi une autre destination, c'est de fournir de l'oxigène pour brûler les matières combustibles que peut contenir le verre et qui en altéreraient la couleur: c'est aussi dans ce dernier but qu'on emploie le nitre: l'acide nitrique se décompose, son oxigène brûle les matières combustibles, l'azote se dégage, et la potasse entre en combinaison dans le verre. Depuis fort long-temps l'oxide de manganèse a été reconnu pour être éminemment propre à blanchir le verre, ce qui lui a fait donner le nom de *savon du verre;* il a cependant la propriété de colorer le verre en violet très intense. Il faut donc en user avec beaucoup de réserve, de peur de produire un effet contraire à celui qu'on se propose: les matières combustibles, la poussière de charbon, par exemple, ont la propriété de faire disparaître la couleur violette du manganèse en le désoxidant.

La composition du verre varie beaucoup, suivant les manufactures. Nous nous contenterons de donner les principales.

Glaces de Saint-Gobin.

Sable blanc 100, chaux éteinte 12, sous-carbonate de soude, contenant en alcali pur 40; on ajoute quelquefois au mélange $\frac{1}{2}$ ou $\frac{1}{4}$ de partie d'oxide de manganèse, dans le but dont nous avons parlé ci-dessus : on y ajoute une quantité indéfinie de rognures de glaces de même qualité.

Gobeletterie blanche.

Sable blanc 100, chaux éteinte 12, sous-carbonate de potasse, contenant en alcali pur 40, oxide de manganèse et rognures comme ci-dessus.

Glaces communes.

Sable 100, soude brute 100, manganèse 1, rognures à volonté.

Verre à vitre.

Sable 100, soude brute de vareck 230, cendres neuves 50, manganèse 1, rognures à volonté. La même composition s'emploie pour les bouteilles; alors on supprime le manganèse. Cette composition donne, pendant la fusion, beaucoup de *fiel de verre* qui se ramasse à la surface et qu'on a soin d'enlever.

Verre noir.

Sable 100, soude brute 30, charrées 160, cendres neuves 30, argile 80, rognures à volonté.

On nomme charrées le résidu de la lixiviation des cendres. On remplace quelquefois la soude par le sulfate ou le sel marin. Exemple :

Sulfate de soude 100, sel marin 100, sable 200, chaux 100; ou bien : sel marin 100, sable 125, chaux 60.

Suivant les localités, on peut aussi faire entrer dans la composition du verre, et surtout du verre commun, une foule de matériaux, tels que des produits volcaniques, laves, basaltes, etc. La fusion du verre s'opère dans des *pots* ou *creusets* à la confection desquels on doit apporter tous ses soins; car c'est de la bonne qualité des pots que dépend souvent le bon succès des opérations. On les compose d'argile dans laquelle on mêle des débris d'argile cuite et broyée, ce qui les rend plus poreux et moins sujets à se fendre en séchant; mais comme cela diminue en même temps la tenacité de l'argile, il ne faut pas en employer plus de 25 pour cent dans une argile contenant 40 pour cent d'alumine pure. La tenacité qui en résulte ne doit pas être moindre de 50 grammes par millimètre carré, autrement les pots seraient exposés à crever sous la pression du verre en fusion. Les pots sont de diverses

grandeurs : 65 centimètres de diamètre intérieur, autant de hauteur et 8 d'épaisseur, sont convenables dans un grand nombre de cas. Il ne convient pas que les pots contiennent beaucoup de silice, ils sont plus facilement attaqués par l'alcali que contiennent les matières vitrifiables qu'on y introduit : de bons pots doivent supporter au moins trois mois d'un travail continu, pendant lesquels on peut y fabriquer 30 mille kilog. de verre.

Les pots se fabriquent à la main ou dans des moules de bois, qu'on garnit intérieurement d'une toile. L'argile doit être broyée d'une consistance telle qu'une balle de plomb tombant de 2 mètres s'y enfonce de tout son diamètre. On en prépare des rouleaux formant la moitié de l'épaisseur des pots, et on les superpose successivement en les pressant avec les mains ou les frappant avec une batte de bois ou de verre, jusqu'à ce que le pot soit entièrement confectionné. A mesure qu'il sèche, on rebat le fond de temps en temps afin de le rendre plus compact. On doit les faire sécher lentement, à l'ombre et à l'abri des courans d'air, sans cela il s'y forme des gerçures qui les mettent hors de service. Il ne faut pas moins de quatre mois, ou même plus, pour les sécher prêts à être mis au four. Ensuite on les chauffe peu à peu jusqu'au rouge et on les introduit dans le four, où on les laisse

séjourner 30 à 40 heures avant de s'en servir; souvent, pour les ménager, on n'y introduit pour la première fois que des rognures de verre qui en attaquent moins la substance que l'alcali seulement mélangé à la silice. Les fours sont ronds ou carrés, et voûtés; au devant de chaque pot ou creuset est une ouverture par où l'ouvrier puise la matière vitrifiée pour lui donner la forme convenable.

524. On donne le nom de cristal à un verre blanc plus pesant que les précédens, et qui réfracte beaucoup plus la lumière; il entre de l'oxide de plomb dans sa composition. Le blanc de plomb et la litharge seraient propres à cette fabrication si le commerce les présentait à un état suffisant de pureté; mais, comme il n'en est pas ainsi, on a coutume de préférer le minium, quoique le plomb y soit à un degré d'oxidation trop élevé, l'excédant d'oxigène se dissipe pendant la vitrification.

1re *composition.*

Sable blanc 100, minium 50, potasse 30.

2e *composition, plus fusible que la précédente.*

Sable 100, minium 85, potasse 35.

A l'une ou à l'autre, on ajoutera un peu de nitre ou d'oxide de manganèse, suivant le besoin et

dans le but que nous avons indiqué. On y ajoute quelquefois aussi de l'oxide d'arsénic; mais son emploi présentant des dangers et ne paraissant pas indispensable, il serait prudent d'en bannir tout-à-fait l'usage.

Cette dernière composition est celle du flint-glass (436 *p.*) si utile dans la confection des télescopes, et que nous avons long-temps tiré d'Angleterre; mais maintenant quelques artistes français, et notamment M. Guinand des environs de Neuchâtel, nous ont affranchi de ce tribut et sont parvenus à produire du flintglass pour les besoins de l'optique.

La pesanteur spécifique du verre varie à raison de sa composition; et, chose digne de remarque, il est d'autant moins pesant qu'il contient plus de silice, quoique celle-ci pèse plus que l'alcali. Un verre composé de 8 de silice sur 2 d'alcali, pèse 2,36, et cette pesanteur augmente à peu près de 0,066 pour chaque dixième d'alcali que le mélange contient de plus. Le verre où entre du minium, comme on doit s'y attendre, pèse plus que celui qui n'en contient pas; aussi les deux compositions de cristal que nous avons données pèsent 2, 8 et 3, 2. Un cristal composé de 3 de minium sur 1 de sable pèserait 5, 2, et cette pesanteur s'augmenterait encore si le mélange contenait plus de minium. Mais le maximum qui puisse donner un verre

transparent est de 85 de minium sur 15 de silice, ce qui donne un verre pesant 7.

525. Les *verres colorés* qu'on employait beaucoup dans un temps pour les vitraux des temples ne sont que du verre ordinaire auquel on ajoute divers oxides colorans. Le pourpre de Cassius donne un beau rouge; le tritoxide de fer donne un rouge moins beau, mais plus économique; l'oxide de cobalt donne le bleu; le verre d'antimoine, le chlorure d'argent ou la poussière de charbon donnent le jaune, l'oxide de manganèse donne le rouge-violet; le mélange de ces quatre couleurs donne toutes les nuances qu'on désire. Il faut très peu de matière colorante pour colorer le verre. Les verres colorés faits avec soin forment les pierres précieuses artificielles qui aujourd'hui imitent si bien les naturelles qu'on ne peut souvent les reconnaître qu'à leur dureté; voici la composition des principales :

Faux diamant ou *strass*. Prenez 32 grammes de cristal de roche, 48 grammes de minium, 18 grammes de potasse, 2 grammes d'acide borique, le tout de la plus grande pureté, pulvérisez et tamisez avec soin, introduisez le tout bien mélangé dans un creuset bien réfractaire et soumettez-le à un feu intense et continué pendant 20 ou 30 heures, puis laissez refroidir lentement. Il importe par-dessus tout que la potasse ne renferme ni oxide de fer ni oxide de manga-

nèse; que l'acide borique soit exempt de la matière grasse que contient ordinairement le borax du commerce; que l'oxide de plomb ne renferme ni oxide d'étain, ni oxide de cuivre : toutes ces matières altèrent la transparence du strass, ce qui l'empêche d'imiter le vrai diamant. Cependant lorsqu'on le destine à être coloré cela est moins important, et, dans ce cas, on peut substituer du sable au cristal de roche.

Topaze. 96 grammes de strass, 4 grammes de verre d'antimoine et 1 décigramme de pourpre de Cassius. Pulvérisez et traitez comme nous l'avons dit pour le strass. Ce mélange passe par l'action de la chaleur successivement au jaune, au violet et au pourpre.

Saphir. 985 centigrammes de strass et 15 centigrammes d'oxide de cobalt.

Rubis. Cette pierre se forme en prenant une topaze contenant huit fois autant de strass que celles ci-dessus et en l'exposant à une chaleur des plus intenses, telle que celle du chalumeau.

On en fait également en colorant le strass par 2 pour 100 d'oxide de manganèse.

Grenat ou *escarboucle.* 700 de strass, 294 de verre d'antimoine, 3 d'oxide de manganèse et 3 de pourpre de Cassius. Traitez le mélange comme nous l'avons dit pour le strass.

Emeraude. 989 de strass, 10 d'oxide de cuivre et 1 d'oxide de chrôme.

Amethyste. 9979 de strass, 20 d'oxide de manganèse et 1 d'oxide de cobalt.

526. L'*azur* est un silicate de potasse et de cobalt vitrifié, et réduit en poudre la plus tenue possible. Il contient à peu près sur 100, 43 de silice, 43 de potasse et 14 d'oxide de cobalt. On le fabrique en Saxe, en Bohême, en Autriche, avec le cobalt qu'on extrait du minérai dont nous avons parlé (484). Pour cela, on le trie, on le broie, on le crible, on le lave et on le grille dans un fourneau de réverbère. Le feu réduit le soufre en acide sulfureux, l'arsénic en deutoxide qui va se condenser dans la cheminée. Le minérai ainsi grillé contient encore de l'oxide de fer, et quelquefois de nickel et de cuivre; on ne se donne pas la peine de les séparer. On mêle l'oxide ainsi obtenu et pulvérisé de nouveau avec 3 de sable et 3 de potasse; on vitrifie ce mélange dans un creuset; le verre bleu qui en résulte se nomme *smalt*, on le jette tout chaud dans l'eau, afin de le rendre plus friable, on le pulvérise et, pour l'obtenir en poudre très fine, on l'agite dans l'eau dans un tonneau; un instant après, lorsque la poudre grossière s'est déposée au fond, on fait écouler le liquide par des trous pratiqués à diverses hauteurs sur le côté du tonneau; les trous les plus élevés donnent un azur plus fin que ceux du bas, et plus on attend de temps, plus l'azur obtenu est fin. On en

tire ordinairement de trois qualités qu'on nomme azur du premier feu, azur du second feu, etc. L'azur grossier qui se dépose au fond du tonneau est broyé de nouveau et soumis à la même opération. L'oxide de fer que contient la mine altère un peu la beauté de la couleur : moins il y en a, plus l'azur est bleu.

527. Les *émaux* ne diffèrent des verres colorés qu'en ce qu'ils contiennent de l'oxide d'étain qui les rend opaques ; on les colore au moyen des mêmes oxides métalliques. Les émaux s'appliquent sur les métaux et sur les poteries. Nous n'ajouterons rien à ce que nous en avons dit aux articles faïence et poterie.

ARTICLE XVII.

Arséniates.

528. Dans les *arséniates* l'oxigène de l'acide contient deux fois et demi celui de l'oxide (21), comme dans les phosphates avec lesquels les arséniates ont beaucoup d'anologie.

Le feu décompose ceux dont l'oxide est facilement réductible, ainsi que ceux dont l'oxide est susceptible d'absorber une nouvelle quantité d'oxigène et de réduire par là l'acide arsénique à l'état d'oxide : avec le charbon ils se conduisent comme l'acide lui-même. Le bore et le phosphore sont dans le même cas.

Tous les arséniates sont vénéneux ; ceux qui sont solubles le sont au plus haut degré.

529. Les arséniates de soude et de potasse, qui sont les seuls solubles sans excès d'oxide, se préparent en calcinant un mélange de parties égales d'oxide d'arsénic et de nitrate de soude ou de potasse. Ce dernier est susceptible de cristalliser lorsqu'il contient un excès d'acide ; c'est alors un bi-arséniate. Le premier, au contraire, cristallise plus facilement lorsqu'il est neutre.

530. L'*arséniate de fer* se trouve dans la nature, mais très rarement. Il est en cubes d'une très petite dimension.

531. L'*arséniate de cobalt* se trouve aussi dans la nature ; il est bien plus abondant que le précédent, sa couleur est le rouge-violet. Presque toutes les mines de cobalt sont de l'arséniate tantôt en poudre, tantôt en petites masses aiguillées.

532. L'*arséniate de cuivre* est très variable de couleur et de forme, souvent il est d'un vert plus ou moins foncé, depuis l'émeraude jusqu'à un vert presque noir : on le rencontre dans diverses mines de cuivre.

533. L'*arséniate de nickel* est vert et se trouve dans presque toutes les mines de nickel uni à l'arséniate de cobalt.

Article XVIII.

Arsénites.

534. Dans les arsénites, l'oxigène de l'acide est une fois et demi celui de l'oxide. Un seul arsénite est employé, c'est celui de cuivre, connu sous le nom de *vert de sheele.*

535. Le vert de sheele se prépare en dissolvant 1 kil. de sulfate de cuivre dans 16 litres d'eau, à l'aide de la chaleur; d'autre part on dissout 1 kilog. de potasse et 4 hectogrammes d'oxide blanc d'arsénic ou acide arsénieux dans 6 litres d'eau. Les deux dissolutions étant achevées, filtrées à travers un linge et refroidies, on verse la première peu à peu dans la seconde, et la couleur se précipite : on la lave et on la filtre, puis on la met sécher, ou bien on la livre encore humide aux fabricans de papiers peints.

Article XIX.

Molybdates.

536. Ces sels ont été peu étudiés et sont sans usage. Il n'y en a qu'un qu'on trouve dans la nature, c'est celui de plomb; il est jaune et pèse 5 à peu près.

Article XX.

Chromates et chromites.

537. Ces sels sont de couleurs assez variées; ils sont jaunes, ou jaunes-orangé, ou rouges. Un seul existe dans la nature et est très rare, c'est celui de plomb, connu sous le nom de *plomb rouge* de Sibérie. Le même chromate artificiel est, jusqu'à ce jour, le seul avec le chromate de potasse qu'on emploie dans les arts.

538. Le *chromate de potasse* se prépare comme nous l'avons indiqué (364), en calcinant le minérai avec du salpêtre. Ainsi obtenu, il contient du silicate de potasse et d'alumine; mais on le purifie aisément en y versant un peu d'acide chromique qui précipite la sil[illegible] Ce sel cristallise en prismes jaunes, contenant $\frac{1}{3}$ d'eau; combinée avec une plus grande quantité d'acide chromique, la potasse forme un bi-chromate qui est insoluble.

Ce sel s'emploie en teinture (743).

Le chromate de soude est analogue au précédent, mais a été moins examiné.

539. Le *chromate de chaux* est jaune, soluble et cristallisable. On l'obtient en faisant bouillir de l'eau sur un mélange de chaux et de chromate de plomb. Si on pouvait l'obtenir,

comme celui de potasse, par l'action de la chaux sur le minérai, il pourrait peut-être remplacer le chromate de potasse dans quelques-uns de ses usages.

Le chromate de strontiane s'obtient de la même manière.

Celui de baryte est insoluble, d'un jaune pâle. Nous avons indiqué sa préparation (364).

540. Le *chromate de plomb* est d'un très beau jaune lorsqu'il est neutre : on l'emploie dans les arts sous le nom de jaune de chrôme, dans les fabriques de papiers peints, dans la peinture à l'huile et dans la peinture sur porcelaine. On l'obtient en versant une dissolution de chromate de potasse dans une dissolution d'acétate de plomb.

541. Le *chromate de mercure* est rouge et insoluble. Il se prépare en versant du chromate de potasse dans du nitrate de mercure.

Celui d'*argent* se prépare de même; il est d'un pourpre très intense. Ces deux chromates pourraient probablement être employés en peinture.

Article XXI.

Tungstate.

542. L'acide tungstique, quoique jaune, forme avec les oxides terreux (508) et alkalins (312) des tungstates incolores.

antimonique ainsi formé. Ce composé contient un excès de potasse. Si on le pulvérise et qu'on le lave, l'eau dissoudra de la potasse et quelque peu d'acide antimonieux; le résidu, connu sous le nom d'*antimoine diaphorétique lavé*, est de l'antimoniate dans les proportions que nous avons indiquées ci-dessus : il est peu soluble dans l'eau.

Le jaune employé en peinture, sous le nom de *jaune de Naples*, consiste principalement en *antimoniate de plomb*. Pour le préparer, on prend 38 de litharge ou mieux de céruse, 6 d'antimoine diaphorétique lavé, 2 d'alun et 2 de sel ammoniaque; on mêle le tout en le broyant, et on calcine à un feu modéré pendant trois heures.

Article XXV.

Uraniates.

546. Ces sels sont peu connus et sans usage. On obtient la plupart en mêlant du nitrate de deutoxide d'urane avec un nitrate métallique de chaux, par exemple. En versant de l'ammoniaque dans la liqueur, elle neutralise l'acide, et il se précipite de l'uraniate de chaux.

ARTICLE XXVI.

Sels ammoniacaux.

547. Nous avons indiqué (22) la composition des sels ammoniacaux : ils sont tous sans couleur et solides à la température ordinaire. Ceux dont l'acide est gazeux sont volatils, les autres se décomposent par la chaleur : ils sont tous solubles, plus à chaud qu'à froid. Tous les oxides alcalins décomposent les sels ammoniacaux en dégageant l'ammoniaque qu'on reconnaît à son odeur caractéristique et par les picotemens qu'il fait éprouver aux yeux : c'est là le caractère principal de ces sels (856).

548. Le *carbonate d'ammoniaque* est blanc et très caustique; il contient une quantité d'acide suffisante pour produire un carbonate neutre de chaux, en le mêlant avec le chlorure de calcium, sans cependant en mettre plus qu'il n'en faut pour que l'ammoniaque neutralise juste le chlore, et par conséquent ce sel est parfaitement analogue aux sels neutres. Cependant il verdit le sirop de violette; il se volatilise au-dessous de la chaleur rouge, est très soluble dans l'eau froide; l'eau bouillante l'entraîne en vapeurs. On l'obtient en chauffant dans une cornue de grès une partie d'hydro-chlorate d'ammo-

niaque avec une partie et demie de carbonate de chaux pulvérisée, et en recevant dans un vase entouré de linges mouillés ou de glace les vapeurs de carbonate d'ammoniaque qui se dégagent. Comme ce sel est concret, on ne peut l'extraire du récipient sans casser celui-ci, à moins qu'il ne soit de deux pièces. Si le sel n'est pas bien blanc, on le purifie par une nouvelle distillation.

Ce sel, connu autrefois sous le nom de sel *volatil d'Angleterre*, s'emploie comme un excitant très actif : on l'emploie aussi comme réactif en chimie.

549. En faisant passer pendant plusieurs jours un courant d'acide carbonique dans une dissolution de carbonate d'ammoniaque, on obtient un *bi-carbonate* qui est moins soluble.

550. Le *borate d'ammoniaque* se prépare en unissant directement l'acide borique à l'ammoniaque. Il est sans usage.

551. Le *phosphate d'ammoniaque* est blanc, plus soluble à chaud qu'à froid ; le feu le décompose en vaporisant l'ammoniaque, l'acide reste sous forme de verre transparent : un corps combustible, plongé dans une dissolution de ce sel, cesse d'être inflammable, parce que l'acide phosphorique vitrifié par la chaleur, en recouvre la surface et la garantit du contact de l'air. On le prépare en versant de l'ammoniaque

dans une dissolution de phosphate acide de chaux (417). On l'emploie pour obtenir l'acide phosphorique (284).

552. Le *phosphite d'ammoniaque* est très soluble dans l'eau, cristallisable et déliquescent. Sans usage.

553. Le *sulfate d'ammoniaque* est blanc, d'un goût amer : l'eau, à 15°, en dissout la moitié de son poids, et à 100°, un poids égal. Il cristallise en prismes hexagonaux. Il se décompose par l'action du feu. On peut l'obtenir directement par l'union de l'ammoniaque à l'acide sulfurique étendu d'eau; mais dans les arts, on l'obtient par l'action du carbonate d'ammoniaque provenant de la distillation des matières animales sur le sulfate de chaux : ce dernier se transforme en carbonate de chaux insoluble, et son acide sulfurique s'unissant à l'ammoniaque, donne naissance au sulfate d'ammoniaque. Ce sel est employé dans la fabrication de l'alun (434).

554. Le *sulfite d'ammoniaque* contient un excès d'acide : l'eau en dissout son poids à 12°, et plus à une température plus haute. Il cristallise en prismes hexagonaux; exposé à l'air, il passe à l'état de sulfate. On le prépare comme ceux de soude et de potasse.

555. Le *nitrate d'ammoniaque* est soluble dans son poids d'eau à 100°, et dans le double à 12°; il cristallise en petits prismes hexagonaux.

C'est en chauffant ce sel qu'on se procure le protoxide d'azote : on le prépare directement en unissant l'ammoniaque à l'acide nitrique.

556. Le *chlorate d'ammoniaque* cristallise en aiguilles, se prépare en versant du carbonate d'ammoniaque dans de l'acide chlorique.

557. L'*iodate d'ammoniaque* s'obtient en versant de l'ammoniaque dans de l'acide iodique; il se précipite en petits cristaux.

558. L'*hydro-sulfate d'ammoniaque* résulte de la combinaison de l'acide hydro-sulfurique avec l'ammoniaque. Ce composé est analogue aux hydro-sulfates de potasse et de soude (122); mais si on voulait, comme ceux-ci, le considérer comme un sulfure, l'ammoniaque étant un alcali sans oxigène, il faudrait supposer qu'elle se combine avec un excès d'hydrogène, et c'est ainsi combinée qu'elle jouerait dans les combinaisons chimiques le même rôle que les métaux; ainsi les noms de *sulfure d'ammoniaque, chlorure d'ammoniaque,* désigneraient la combinaison du soufre ou du chlore, non avec l'ammoniaque même, mais avec un composé d'ammoniaque et d'hydrogène.

Pour obtenir l'hydro-sulfate d'ammoniaque dissous dans l'eau, il suffit de faire passer du gaz hydrogène sulfuré dans une dissolution d'ammoniaque ; si on veut l'obtenir sec, il faut faire arriver dans un même ballon entouré de

glace du gaz hydrogène sulfuré sec, et du gaz ammoniaque : ce sel se dépose en cristaux blancs très volatils qui, lorsqu'on les dissout dans l'eau, produisent beaucoup de froid. Ces cristaux, exposés à l'air, en absorbent l'oxigène et deviennent jaunes.

L'hydro-sulfate ou sulfure d'ammoniaque est susceptible, comme ceux de potasse et de soude (180), de s'unir avec une nouvelle quantité de soufre; il suffit pour cela de mêler du soufre en poudre avec du sulfure et d'agiter le mélange. Ce composé est brun-rouge, l'eau le décompose en dissolvant l'hydro-sulfate d'ammoniaque et laisse déposer le soufre; mais si on unit préalablement le composé à une nouvelle quantité d'hydrogène sulfuré, il se dissout très bien dans l'eau sans se décomposer. On peut obtenir un sulfure d'ammoniaque encore plus chargé de soufre, connu sous le nom de *liqueur fumante de Bayle*, à cause de la propriété qu'elle a de fumer. Pour cela, on ajoute du soufre dans la cornue lorsqu'on prépare de l'ammoniaque (135); on obtient une liqueur jaunâtre qui, agitée avec du soufre, s'épaissit et devient brune; c'est la liqueur en question : elle répand dans l'air des vapeurs d'hydrogène sulfuré, et lorsqu'on expose à cette vapeur un papier sur lequel on a formé des caractères invisibles avec de l'acétate de plomb, ce métal se combinant avec l'hydrogène

sulfuré, forme du sulfure de plomb qui est noir, et les caractères deviennent visibles. Quelques gouttes de liqueur fumante au fond d'un bocal suffisent pour cela : c'est ce qu'on désigne par le nom d'*encre de sympathie*, comme nous en avons déja donné un exemple (222).

559. L'*hydro-chlorate d'ammoniaque*, connu sous le nom de *sel ammoniac*, est blanc, soluble dans trois fois autant d'eau à 15° et dans deux fois seulement à 100°; il cristallise en aiguilles blanches, qui, exposées au feu, se fondent d'abord, perdent leur eau de cristallisation, et ensuite se subliment sous forme de vapeurs blanches. Lorsqu'on met ce sel en contact avec le potassium ou le sodium, ces métaux s'emparent du chlore, et l'ammoniaque se dégage avec l'hydrogène; le fer, le zinc et l'étain produisent le même effet, à l'aide de la chaleur rouge. Les alcalis décomposent ce sel en se substituant à l'ammoniaque qui se dégage; c'est pourquoi on l'emploie pour fabriquer l'ammoniaque (135) et le carbonate d'ammoniaque; on l'emploie aussi pour décaper les métaux, et principalement le cuivre qu'on veut étamer, car il a la propriété de dissoudre un grand nombre d'oxides métalliques : néanmoins la consommation en est peu considérable.

Ce sel se trouve dans l'urine et dans la fiente de plusieurs animaux, et spécialement dans

celle des chameaux ; c'est de celle-ci qu'on l'extrait en Egypte, pays d'où on a tiré ce sel pendant long-temps : il n'y a pas plus de quarante ans qu'on le fabrique en Europe. En Egypte, on brûle la fiente de chameau, et on recueille la suie que fournit cette combustion et qui s'attache à la cheminée, on en emplit aux trois quarts des ballons de verre qu'on expose sur un fourneau, en laissant leur partie supérieure en contact avec l'air, pour la refroidir ; l'action du feu sublime le sel ammoniac qui s'attache à la partie supérieure du ballon qu'on casse pour l'en extraire.

En Europe, c'est par la combustion des matières animales qu'on se procure ce sel. A cet effet, on introduit des os et des chiffons de laine dans un cylindre horizontal de fonte, contenu dans un fourneau ; on ferme l'extrémité par laquelle on a introduit ces matières, et on allume le fourneau ; de l'autre extrémité part un conduit aboutissant dans un tonneau qui lui-même communique par plusieurs tuyaux à d'autres tonneaux, le tout est terminé par un tube qui aboutit hors de l'atelier. On facilite la condensation en refroidissant les tuyaux ; il se produit de l'eau, de l'huile animale (817), et surtout du carbonate d'ammoniaque : on met ce carbonate impur en contact avec du sulfate de chaux, l'ammoniaque cède l'acide carbonique à la chaux, ce

qui forme du carbonate de chaux insoluble, et elle s'empare de l'acide sulfurique; ce qui fournit une dissolution de sulfate d'ammoniaque. On verse dans la liqueur du sel marin, qui alors contient les élémens convenables pour former du sulfate de soude et de l'hydro-chlorate d'ammoniaque. Ces deux sels se forment en effet et se séparent par des évaporations et refroidissemens successifs; ensuite on purifie le dernier par sublimation, comme nous l'avons dit ci-dessus.

560. L'*hydriodate* ou *iodure d'ammoniaque* est blanc-grisâtre, s'obtient en unissant l'acide hydriodique à l'ammoniaque : il est soluble et cristallisable, très volatil. Sans usage.

561. L'*hydrofluate* s'obtient comme le précédent, est très soluble, comme tous les fluorures. Sans usage.

562. L'*arséniate d'ammoniaque* s'obtient en versant de l'ammoniaque dans une dissolution d'acide arsénique : ce sel est très vénéneux, très soluble, cristallise en prismes carrés. Sans usage.

563. Le *molybdate d'ammoniaque* s'obtient comme ceux de soude et de potasse. Il est incristallisable.

564. Le *chromate d'ammoniaque* est à peine connu. On l'obtient en mettant en contact du chromate de plomb et du carbonate d'ammoniaque.

565. Le *tungstate d'ammoniaque* s'obtient

comme celui de potasse : il est très soluble et cristallise en aiguilles prismatiques.

Outre toutes les classes de sels que nous avons examinés dans ce livre, on pourrait en admettre un grand nombre d'autres. Ce que nous avons dit des *sulfo-sels* (179) peut faire pressentir la manière de les classer ; mais la théorie de cette classification n'est ni assez avancée ni assez répandue pour trouver place dans cet ouvrage.

LIVRE VI.

MÉTALLURGIE.

Nous partagerons ce livre en deux chapitres, l'un sur l'extraction des métaux, l'autre sur leur fusion et les diverses operations qu'ils subissent dans les manufactures.

CHAPITRE PREMIER.

Extraction du zinc.

566. Cette extraction est très simple : elle consiste simplement à chauffer le minérai mêlé avec du charbon dans des tuyaux de terre qui traversent un fourneau; là, le zinc se réduit à l'état métallique et se sublime pour venir se condenser à l'extérieur dans un réservoir où on fait aboutir les conduits; on puise le zinc maintenu en fusion dans ces réservoirs, pour le couler en plaques de 5 à 6 kilog. Avant de traiter le minérai comme nous venons de le dire, la plupart du temps on le grille. Ce grillage a pour but de chasser l'acide carbonique, si c'est un carbonate, ou une partie du soufre, si c'est un sulfure.

Toutes les mines de zinc consistent en carbonate ou en sulfure : ce dernier est beaucoup plus commun. Cependant la majeure partie du zinc du commerce provient du premier, parce qu'il est plus facile à exploiter. Dans le ci-devant département de l'Ourthe, qui fournit en grande partie à la consommation de la France, le minérai se compose de carbonate de zinc et de chaux, contenant du fer, de l'alumine, de la silice. On le traite comme nous l'avons dit ci-dessus : le grillage expulse l'acide carbonique, et le charbon s'empare de l'oxigène. Lorsqu'on traite du sulfure, le grillage expulse une partie du soufre, et le charbon s'empare de l'autre partie en formant du carbure de soufre.

Extraction du fer.

567. Les mines de fer sont en grand nombre, et leur classement offre beaucoup d'arbitraire. On peut néanmoins, parmi les mines susceptibles d'exploitation, en distinguer trois espèces : le fer oxidé magnétique, le fer carbonaté, le fer peroxidé; mais beaucoup de minérais participent de deux de ces espèces, et on ne sait positivement dans laquelle les classer. Ce qui fait principalement varier la manière convenable de traiter un minérai de fer, c'est la quantité respective de silice, de chaux et d'alumine qu'il contient. Pour que le fer se sépare facilement de

ces terres, il convient qu'elles soient entre elles à peu près dans le rapport des nombres 3, 2, 1, de sorte qu'on ajoute au minérai tantôt de la chaux carbonatée, connue dans les hauts fourneaux, sous le nom de *castine*, tantôt de la silice qu'on y désigne par le nom d'*erbus*, de manière à rapprocher ces trois terres du rapport que nous venons de citer.

Le *fer oxidé magnétique* offre plusieurs variétés : le fer oligiste, qui contient du peroxide de fer ; le fer spéculaire, remarquable par ses facettes brillantes, etc. On le trouve quelquefois cristallisé en rhomboïdes ou en prismes, mais pas en assez grande quantité pour faire seul l'objet d'une exploitation. La plupart du temps les minérais en exploitation sont en morceaux durs, plus ou moins gros et à cassure lamellaire, fibreuse, grenue ou bien arenacés ; les premiers sont très abondans en Suède, les seconds se recueillent à l'île d'Elbe, sur les bords de la mer : il y a de ces sables qui contiennent jusqu'à 45 pour 100 de fer. Les caractères distinctifs de cette espèce de mine de fer sont d'être attirables par l'aimant, de se dissoudre dans l'acide hydrochlorique, et de précipiter en gris-bleuâtre par une addition subite d'alcali, et successivement en rouge et blanc par une addition ménagée du même alcali : le cyano-ferrate de potasse (822) le précipite en blanc légèrement bleuâtre ; mais

en le dissolvant, on doit éviter le contact de l'air, pour qu'il ne passe pas à l'état de peroxide. Le fer oxidé magnétique est exploité en Sibérie, en Russie, en Suède, en Hongrie, à l'île d'Elbe, etc.

Le *fer carbonaté* porte le nom de *fer spathique*; il contient toujours du manganèse, depuis 1 jusqu'à 12 pour 100, rarement plus; presque toujours de la magnésie entre les mêmes limites, souvent de la silice, depuis 1 juqu'à 8 pour 100, rarement plus, et quelquefois de la chaux qui ne passe jamais 4 pour 100. Il contient plus de 0,50 de fer, et quelquefois jusqu'à 0,80, mais on n'en retire pas plus de 0,35 à 0,50. Cette espèce de minérai est ordinairement à structure lamellaire, et pèse 4. Il renferme quelques parties cristallisées, affectant les mêmes formes que le carbonate de chaux. Sa couleur varie du blanc-grisâtre au jaune, rarement brune: le gris est plus pur; le brun a été suroxidé par l'action de l'air, de l'eau ou du feu. Cette espèce se distingue de la première par l'acide carbonique qui se dégage par l'action du feu ou des acides. Elle est exploitée en France, dans le département de l'Isère, dans les Pyrénées, et aussi en Sibérie, en Styrie, en Saxe, dans le Tyrol, etc.

Le *fer oxidé* est jaune-brun ou rouge, il est quelquefois mêlé de fer magnétique, il se pré-

sente tantôt en blocs qui paraissent formés de couches successives, tantôt en couches compactes et dures, tantôt en petits morceaux, galets ou parcelles disséminées, soit sous la terre végétale, soit entre diverses couches calcaires, argileuses, ou de houille. Il y en a un grand nombre en France qui sont dans ce cas. Cette espèce se distingue des précédentes, parce que, dissoute dans l'acide hydrochlorique, elle précipite en rouge-brun par les alcalis, et en bleu foncé par le cyano-ferrate de potasse.

Voici l'analyse de quelques minérais des trois espèces précédentes.

ESPÈCE.	ÉTAT.	LIEU d'extraction.	EAU et acide carboniq.	OXIDE de fer.	Manganèse.	Silice.	Chaux.	Alumine.	Magnésie.
oxide mag.	amorphe.	Val d'Aoste.		0.98		0.02			
Id.	arenacé.	Saint-Quay.		0.44	Acide titanique.			0.54	
carbonaté.	peu coloré.	Allevard.	0.31	0.42	0.16				0.11
Id.	*Id.*	Baigory.	0.36	0.59	0.01				0.04
Id.	brun.	Valpeline.	0.07	0.74	0.07	0.12			
Id.	*Id.*	Sibérie.	0.14	0.82	0.01	0.02	0.01		
oxidé.	mélangé.	Elbe.	0.03	0.90		0.05	0.01		0.01
Id.	rouge.	Rothau.	0.05	0.92		0.03			

568. Le minérai, tel qu'on l'extrait, a souvent à subir plusieurs opérations préliminaires avant d'être soumis à la fusion. Ces opérations peuvent être au nombre de quatre : le triage, le bocardage, le lavage et le grillage. 1° L'opération qu'on nomme triage consiste à séparer à la main ou à coups de marteau le minérai de sa gangue ou des matières hétérogènes avec lesquelles il est mêlé, et qui se distinguent facilement à la vue : les mines de fer carbonaté et celle de fer oxidé qu'on trouve en rognons ou mamelons sont dans ce cas; 2° le bocardage peut avoir pour but ou de réduire le minérai en fragmens plus petits et plus égaux, ou de faciliter la séparation du minérai des matières étrangères; c'est pourquoi cette opération a lieu tantôt avant, tantôt après le grillage. Le bocard le plus généralement employé consiste en six à huit pilons formés d'une pièce de bois de 3 mètres qui, avec une garniture de fonte dont elle est revêtue, pèse trente à quarante kil. Ces pilons portent un mantonnet qui est soulevé par les cames d'un arbre tournant, mu par une force quelconque, et ils retombent dans une auge de bois doublée de fer; à côté, est une caisse pleine de minérai, d'où il s'échappe par les secousses qu'il reçoit du pilon; sur un autre côté, s'échappe le minérai bocardé à travers une grille formée de barres de fer, laissant entre eux trois

centimètres d'intervalle ; 3° le lavage a pour but d'enlever la terre qui est adhérente au minérai ou engagée dans ses interstices. Cette opération se pratique de diverses manières, suivant la nature du minérai, et elle est quelquefois accompagnée du criblage. Le cas le plus simple c'est lorsque les terres ou le sable entourent les fragmens de minérai et y adhèrent peu : on creuse plusieurs bassins successifs dans le cours d'un ruisseau, on jette le minérai dans le premier et on le remue sans cesse ; l'eau entraîne les plus petites parties ; les morceaux de minérai restent dans le premier bassin, les petits grains s'arrêtent dans le second, et les terres sont entraînées plus loin par le courant. Lorsque les terres sont plus adhérentes, on est obligé de remuer plus longtemps, et au lieu de le faire à la main, il y a dans le bassin une machine composée d'un arbre horizontal muni de bras de bois ou de fer, qui, en tournant, agite le minérai, et est mis en mouvement par un courant et une roue à aubes ou tout autre moteur ; 4° le grillage s'opère de diverses manières : presque toujours il consiste à disposer couche par couche le minérai et le combustible dans des proportions qui varient de 3 pour 100 en poids à 10 pour 100, suivant la nature du combustible et celle du minérai. Après avoir ainsi formé des tas de couches successives, on y met le feu. Si les morceaux de minérai

offrent à leur surface un commencement de vitrification, c'est qu'on a employé trop de combustible; s'ils ne sont pas grillés jusqu'au centre, c'est qu'on en a employé trop peu, ou bien les fragmens sont trop gros. Quelquefois ces tas sont formés sur une aire tout-à-fait libre; mais il est bien plus commode de les faire entre trois ou quatre murs destinés à les maintenir, et garnis au bas d'ouvertures pour le passage de l'air. Ces tas peuvent avoir quatre mètres de large, trois de haut, et une longueur arbitraire, proportionnée à la grandeur de l'exploitation; d'autres fois on emploie des fourneaux en pyramide ou cône tronqué, comme les fours à chaux (312), ou même des fours à réverbères; mais ces derniers nous paraissent bien moins convenables que les premiers, qu'on peut mettre sous des hangars, pour éviter l'accès de la pluie dans le tas. Le but du grillage et l'effet qu'il produit varient suivant la nature du minérai, et il n'est pas nécessaire pour tous : le fer carbonaté éprouve une diminution de poids qui peut aller jusqu'à 0,35 ou 0,40, évidemment due à la dissipation de l'acide carbonique; le fer oxidé éprouve aussi une diminution qui peut aller à 0,15, due au dégagement de l'eau qu'il contient et peut-être d'un peu d'oxigène. Quant au fer protoxidé, au contraire, il augmente de poids, et lorsqu'il ne renferme pas de sulfure, le grillage n'a d'autre

effet utile que de le rendre moins compacte. Le grillage a pour but principal de dissiper le soufre et l'arsénic, de diminuer la densité et la cohésion. Le soufre et l'arsénic rendent le fer cassant; mais lorsque les sulfures sont en quantité notable, le feu ne vaporise qu'une partie du soufre, et on est obligé de donner un plus grand accès à l'air, afin d'oxider le soufre, ce qui forme des sulfates qui ensuite sont entraînés par l'eau, soit dans le lavage, soit par l'exposition prolongée à l'air.

Après ces opérations préliminaires, on procède à la fusion du minérai, pour le convertir en fonte. Plus tard, nous examinerons comment on le traite lorsqu'on veut immédiatement en obtenir du fer (572).

Les fourneaux dans lesquels on fond le minérai de fer portent le nom de hauts fourneaux. Les fig. 26, 27, 28, représentent la forme la plus usitée, et probablement la meilleure, du moins dans le plus grand nombre de circonstances. Lorsqu'on doit fondre au charbon de bois, il peut avoir dans l'intérieur de 8 à 12 mètres; pour le coak, ils ont jusqu'à 20 mètres et plus. Ce fourneau se compose d'un châssis de charpente *a a*, destiné à donner plus d'ensemble à la masse du fourneau et éviter les tassemens partiels; d'un massif de maçonnerie *b b*, construit en pierres qui n'ont pas besoin d'être réfractaires; d'un mur extérieur *c c*, qui n'a pas non plus be-

soin d'être construit en pierres réfractaires, et qui est traversé par des canaux *dd*, destinés à donner issue à l'humidité de l'intérieur, et retenus extérieurement par des cercles de fer, si le fourneau est rond, et par des tirans et des clefs, s'il est carré; d'un mur intérieur *ee*, construit en pierres ou en briques réfractaires; dans quelques endroits cependant on y emploie de la pierre calcaire, le feu la réduit en chaux, ce qui n'empêche pas le fondage tant qu'il continue; mais toutes les fois qu'on cesse le feu, la chaux se réduit en poussière par le contact de l'air atmosphérique : on est donc obligé de refaire les murs de la capacité intérieure, nommée *cuve*, à chaque fondage; *ff* est un remplissage entre le mur intérieur et l'extérieur, composé de sables, scories, gravats ou poussière de charbon, destiné à s'opposer à la transmission du calorique; la cheminée *g* a, comme on voit, la forme d'un cône tronqué, dont la plus grande base est à la hauteur *h*, et la plus petite au haut *i*, qu'on nomme *gueulard*; autour est une galerie *kk*, pour le service du fourneau : elle est garnie d'un parapet *ll*; souvent l'ouverture du gueulard est garnie d'une plaque de fonte *m*, pour éviter les dégradations; *nn* est une plaque de fonte qui recouvre les canaux *pp*, destinés à donner issues à l'humidité intérieure du fourneau; sur cette plaque, nommée *taque*, est une couche de sable

q q, destinée à la préserver d'une forte chaleur; sur cette couche de sable est posée une pierre réfractaire *r r*, formant le fond de la cavité nommée *creuset*, destinée à recevoir la fonte en fusion; sur cette pierre reposent trois autres pierres *s s s*, formant la capacité du creuset qui varie dans les divers fourneaux, depuis 100 jusqu'à 600 décimètres cubes; le devant du creuset est fermé par une pierre ou du sable battu, recouverte d'une plaque de fonte, nommée *dame*, ayant un rebord pour empêcher les scories de couler sur le côté de la dame où est une ouverture fermée avec de la terre réfractaire, destinée à donner issue à la fonte; les joints sont garnis d'argile, pour s'opposer à l'infiltration de la fonte; la pierre opposée à la dame se nomme *rustine* et les pierres latérales *costières* : la dame doit être un peu moins élevée que le dessus de celles-ci, sur lesquelles (ou sur l'une d'elles seulement) repose une ouverture évasée, nommée tuyère, dans laquelle on introduit le tuyau nommé *buse*, par lequel arrive le vent pour alimenter la combustion du fourneau, sous une inclinaison de 2 ou 3 degrés; sur le devant des costières repose une traverse de fer *t*, nommée *tympe*, destinée à soutenir le cône renversé *u u*, construit en pierres ou briques réfractaires, nommé *étalage*, et indépendant du reste *e e* de la cuve, parce qu'on est obligé de le reconstruire

plus souvent. Quelquefois le creuset entier et les étalages sont construits en sable battu, avec un modèle de bois au milieu, ayant exactement la forme qu'on veut donner à l'intérieur de ces parties du fourneau; souvent les étalages sont soutenus par une plaque de fonte *v* qui repose sur la tympe; le massif extérieur a des embrasures *x x*, soit du côté de l'ouverture du creuset, soit du côté des tuyères : les pierres de ces embrasures sont soutenues par des traverses de fer *g g*; on les nomme *marâtres*.

Lorsque le fourneau est achevé, on y allume d'abord un peu de feu pour le sécher, ensuite on l'emplit de charbon, en bouchant les tuyères: l'air qui entre par l'ouverture de la tympe est suffisant pour entretenir la combustion dans le premier moment; souvent même on bouche une partie de cette ouverture.

Le travail du haut fourneau exige plus ou moins d'ouvriers, suivant la nature du travail; il en faut au moins cinq, souvent sept : trois se tiennent au bas, on les nomme fondeurs; deux se tiennent à la partie supérieure, on les nomme chargeurs; ce sont eux qui mettent le minérai et le charbon dans le fourneau : les fondeurs soignent la marche du fourneau, préparent les moules pour couler les gueuses ou saumons, etc.

Les chargeurs tâtent, au moyen d'une barre de fer coudée, nommée *bécasse*, si la charge est

assez descendue pour en introduire une nouvelle. Après quarante-huit heures de feu, quelquefois plus, on met dans le fourneau une couche de minérai et de fondant, c'est-à-dire de castine ou d'erbue (567), si le minérai est de nature à en nécessiter l'emploi; et on continue à mettre une charge nouvelle, composée de charbon, de minérai et de fondant, chaque fois qu'il s'est formé au gueulard un vide suffisant. Le nombre des charges est d'autant plus grand que les charges sont plus volumineuses: ce nombre varie considérablement. Dans certains fourneaux, on en fait dix en vingt-quatre heures; dans d'autres 200 : on peut dire qu'en général les charges plus petites et plus nombreuses sont préférables; cependant deux ou trois par heure sont un terme moyen qui paraît le plus convenable.

Cependant les fondeurs, de temps en temps, dégagent l'ouverture de la tympe, introduisent par-dessus la dame, dans l'intérieur, plusieurs ringards assez rapprochés pour soutenir le charbon, et tirent par l'ouverture de la coulée, à côté de la dame, les charbons et les scories qui se sont amassés dans le creuset, afin qu'il puisse s'échauffer. Lorsque les chargeurs commencent à mettre du minérai, on ouvre les tuyères pour donner plus d'activité au feu, sans cependant faire encore agir les soufflets. Lorsque la fonte arrive dans le creuset, ce qu'on connaît par les

étincelles brillantes que produisent les gouttes en passant dans le courant d'air qui entre par la tympe, on nettoie de nouveau le creuset et on garnit son fond d'une couche de sable, pour que la fonte ne s'y attache pas. On bouche l'ouverture de la coulée avec de l'argile et du sable, et celle de la tympe avec de la poussière de charbon entassée sur la dame. On doit, dans les premiers momens, surveiller avec soin s'il ne se solidifie pas de scorie ou de fonte autour de la tuyère, ce qui risquerait de l'obstruer, si on n'avait soin de les briser; de temps en temps, on dégage l'ouverture de la tympe et on introduit des ringards et des crochets dans le creuset, pour en extraire les scories vitreuses qui, dans ce premier moment, ne sont pas assez fluides, et les loupes de fonte coagulée qui pourraient se former dans le creuset.

Peu à peu le creuset s'emplit de fonte, les scories deviennent plus fluides et recouvrent la fonte, ce qui la préserve du contact de l'air. A mesure que la fonte s'élève dans le creuset, les scories qui la recouvrent atteignent bientôt à la hauteur de la dame, et s'écoulent par-dessus. Lorsque le creuset est plein, on introduit à coups redoublés une barre de fer pointue dans l'argile qui bouche la coulée, à côté de la dame, on la retire peu à peu, et la fonte sort par l'ouverture ainsi formée, et s'écoule par des rigoles prati-

quées dans le sol de l'atelier, qui est de sable de fondeur (580). Ces rigoles la conduisent dans les moules qu'on a préparés. Si la fonte est destinée à une seconde fusion, on la coule en gueuses, c'est-à-dire en prismes triangulaires qui se moulent dans des creux formés de deux plans inclinés, qu'on a pratiqués dans le sol de l'atelier devant le fourneau. Si on a de petites pièces à couler, on puise d'abord la fonte dans des poches pour aller remplir les moules, et ensuite on coule en gueuses ce qui reste. Lorsque la fonte s'est écoulée, on élargit l'ouverture de la coulée, pour faciliter l'écoulement des scories, et on aide encore leur sortie avec des ringards et des crochets. Lorsque le creuset est vide, on recommence comme la première fois, et ainsi de suite, pendant six, huit et quelquefois quinze mois. Le temps qui s'écoule entre deux coulées est aussi variable que les charges : dans certains fourneaux, on coule toutes les deux heures ; dans d'autres, au bout de dix heures seulement ; cela dépend de plusieurs causes, dont la principale est la capacité du creuset. En général, la fonte s'épure davantage lorsqu'elle reste plus long-temps en fusion ; néanmoins une fusion trop prolongée la rapproche de l'état du fer malléable, ce qui la rend moins fusible : quatre ou cinq coulées en vingt-quatre heures sont un terme moyen assez convenable.

Les proportions respectives du charbon, du minérai et du fondant, ainsi que la forme du fourneau, ne sont susceptibles d'être déterminées d'avance que d'une manière approximative; on les détermine ensuite par le tâtonnement dans le fondage. On détermine préalablement la quantité de fondant, comme nous l'avons déja dit (567). Le volume du charbon peut être dix fois ou vingt fois celui du minérai, suivant qu'il est plus ou moins oxidé. On doit, en commençant, en mettre plutôt trop que trop peu, on observe la quantité de fonte produite, et on diminue progressivement la quantité relative de charbon, jusqu'à ce que la fonte cesse d'être de la qualité qu'on se propose d'obtenir; car une grande quantité de charbon donne une fonte noire et douce, et elle devient d'autant plus blanche et aigre qu'on emploie relativement moins de charbon. Après plusieurs tâtonnemens, on aura bientôt rencontré le point convenable. Une fois la dose de charbon déterminée, on s'occupera du fondant; on augmentera ou on diminuera successivement la dose de *castine* ou d'*erbue*, suivant qu'on observera que le minérai fond plus ou moins vite, ou qu'il fournit plus ou moins de fonte. Souvent au lieu d'ajouter du fondant, on mélange plusieurs minérais ensemble, les uns trop calcaires, les autres trop siliceux ou trop argileux. Ces mélanges produisent le même effet que

l'addition de fondant, souvent avec avantage; on devra s'occuper ensuite de la quantité d'air qu'on lance dans le fourneau : elle doit d'abord être égale à la quantité d'oxigène juste suffisante pour transformer le charbon qu'on emploie en acide carbonique (216 p.); mais ensuite on l'augmente ou on la diminue progressivement, suivant qu'on observe que la fonte en devient plus ou moins abondante, ou que la qualité devient bonne ou mauvaise : généralement beaucoup de vent produit une fonte blanche, peu de vent donne une fonte grise; néanmoins trop peu ne permettrait pas au minérai de se réduire complètement. Ayant ainsi déterminé les quantités respectives de minérai, de charbon, de fondant et d'air les plus convenables, reste à déterminer la forme du fourneau; cette détermination est nécessairement beaucoup plus longue et plus difficile que les autres, puisque les expériences sont beaucoup moins fréquentes. Lors donc qu'on interrompra le feu et qu'on reconstruira les étalages et le creuset, on essaiera de les relever ou de les abaisser un peu, de rendre le creuset plus grand ou plus petit, ses parois plus ou moins inclinées, et on verra si la marche du fourneau en est améliorée ou non, ce qui dirigera dans l'essai qu'on fera ensuite; mais on voit facilement que ces expériences ne seront souvent pas complètes au bout d'un assez grand nombre

d'années; heureusement la forme du fourneau paraît bien moins influer que les doses respectives des matériaux ou l'inclinaison de la tuyère, choses plus faciles à déterminer, et il existe des fourneaux de formes très diverses allant également bien.

La quantité de coak ou de charbon qu'on emploie pour obtenir 100 kil. de fonte, varie considérablement; en prenant une moyenne entre un grand nombre de résultats, on trouve qu'il faut 260 kil. de coak, ce qui fait 530 kil. de houille, ou bien 160 kil. de charbon, ce qui fait 800 kil. de bois. Mais dans quelques fourneaux cette quantité monte au double, et dans d'autres est moitié moindre.

Nous verrons plus tard (801) la manière de carboniser la houille, pour en obtenir du coak.

569. Nous avons déja exposé (163), à l'occasion de la fabrication de l'acier, la différence qui existe entre la fonte blanche et la fonte grise. Comme fonte, c'est cette dernière qui est la plus estimée, parce qu'elle se travaille plus *facilement* : rarement on préfère la blanche; mais lorsqu'on veut transformer la fonte en fer, c'est différent, car moins il y a de carbone, et plus la fonte approche de la nature du fer : la couleur cependant, comme nous l'avons exposé (163), n'est pas un guide sûr. Dans la fonte, la quantité de carbone varie depuis 0,01 jusqu'à 0,04; celle de l'oxigène à peu près entre les mêmes li-

mites; le laitier y est en quantité bien moindre, il ne passe pas 0,005, et il se compose des mélanges fusibles d'oxides qu'on a employés dans le traitement du minérai.

Devis estimatif du prix de fabrication de 1000 *kil. de fonte de première qualité, au charbon de bois, dans deux hauts fourneaux, fournissant* 900000 *kil. de fonte par an.* (Haute-Saône.)

	f.	c.
220 k. de minérai en roche, à 50 c. les 100 k.	1	10
3100 k. de minérai en grains, lavé, à 1 fr. 50 c. *id.*	46	50
660 k. de fondans (castine ou erbue), à 20 c. *id.*	1	35
Transport de 3980 k., à 50 c. les 100 k., à 2 lieues	19	90
1500 k. de charbon de bois	140	»
10 ouvriers, 3600 f. par an, p. 1000 k.	4	»
Direction, 5400 f. par an, p. 1000 k.	6	»
Entretien, 6000 f. par an, p. 1000 k.	7	»
Capital, 200000 f. pour l'établissement. 200000 p. le roulement annuel. 400000 f. à 5 et 6 p. %, 22000 f. Pour 1000 k.	25	»
	250	85
Bénéfice, $\frac{1}{10}$	25	»
	275	85

Devis estimatif du prix de fabrication de 1000 *kil. de fonte au coak, dans un haut fourneau fournissant* 1500000 *kil. de fonte par an.* (Isère.)

	f.	c.
4000 k. de minérai, à 75 c. les 100 k...	30	»
Grillage. 750 k. de coak = 1500 k. de houille, à 1 f. 50 c. les 100 k.....	22	50
Grillage. Main-d'œuvre.....	8	»
750 k. de fondant (castine ou erbue)...	1	50
Transport de 5500 k. à 25 c. les 100 k..	13	75
Fusion. 2500 de coak = 5000 de houille, à 1 f. 50 c. les 100 k.....	75	»
10 ouvriers, 3600 f. par an, et p. 1000 k.	2	40
Direction et entretien, 16000 f. par an, et pour 1000 k.....	10	65
Capital. 500000 f. d'établissement, à 5 p. °/₀, 25000 f., pour 1000 k.	16	65
250000 f. pour le roulement annuel, à 6 p. °/₀, 15000 f. par an, et pour 1000 k.....	10	»
	190	45
Bénéfice, $\frac{1}{10}$.....	19	»
	209	45

570. La fonte n'étant pas ductile, n'est pas susceptible d'être réduite en barres flexibles, en fils, en feuilles. Pour cela, il faut la transformer en fer doux. Cette opération porte le nom d'*affi-*

nage; elle a pour but de débarrasser la fonte des matières étrangères qu'elle contient, et spécialement du carbone, de l'oxigène et du laitier. On peut ici, comme dans la fabrication de l'acier (163), distinguer trois espèces de fonte qui doivent être traitées différemment. Celle dont l'oxigène est précisément suffisant pour oxider le carbone qu'elle contient, celle dont l'oxigène est en excès, et celle dont le carbone est en excès. De même que pour la fabrication de l'acier, on préfère cette dernière espèce; pour la fabrication du fer, on doit préférer la seconde ou la première : la seconde est préférable; mais souvent par un mélange de fonte trop carbonée et de fonte trop oxidée, on obtient le même effet. Dans tous les cas, les fontes contenant du soufre, de l'arsénic ou des phosphures, doivent être évitées; elles fournissent du fer cassant, soit à froid, soit à chaud.

La *fig.* 29 représente le fourneau destiné à l'affinage. Dans un massif de briques *a*, est pratiquée une cavité *b*, d'environ six décimètres en carré sur à peu près autant de profondeur, et revêtue intérieurement de plaques de fonte; souvent elle est recouverte d'une cheminée en hotte, accolée au mur *c*; par une ouverture de ce mur *d*, passe la tuyère d'un soufflet destiné à activer la combustion.

On remplit cette cavité de poussière de char-

bon humide, nommée *brasque*, auquel on donne du corps en la battant. Dans cette brasque, on creuse une cavité, nommée creuset, comme nous l'avons dit pour l'acier (163), dont le travail ne diffère de celui de l'affinage du fer que parce qu'ici on doit enlever à la fonte tout son carbone : en *d*, est une ouverture destinée à laisser écouler les scories surabondantes. Lorsque le fer est entré en fusion dans le creuset, on le traite de diverses manières, suivant la nature de la fonte; si elle contient juste l'oxigène convenable pour oxider son carbone, il suffit de la laisser en fusion tranquille, elle s'affine d'elle-même; de temps en temps on la remue avec une barre de fer, sans la faire venir au-dessus de la surface de scories fondues qui la recouvrent en la préservant du contact de l'air, l'oxigène se combinant avec le carbone, forme de l'acide carbonique qui se dégage, et le laitier, plus fusible et plus léger, s'élève à la surface; mais la séparation est fort incomplète dans le creuset. Lorsque le fer commence à s'affiner, il devient moins fusible, et il s'en forme des grumeaux au fond du creuset. Lorsqu'il s'en est assez formé, on les rassemble avec une barre de fer, et on en forme une masse, nommée *loupe*, qu'on enlève, soit avec des pinces, soit avec la même barre de fer à laquelle elle se soude, et on porte la loupe sous le martinet.

On donne le nom de martinet à un marteau très pesant de fonte ou de fer, *fig.* 30, emmanché au bout d'une solive *bc*, garnie d'un cercle ayant deux tourillons, supportés sur deux appuis *d*, et dont le bout *b* est abaissé par les cames *e* d'un arbre tournant, et mu par l'eau ou une machine à vapeur. Les martinets ainsi disposés pèsent de 150 à 300 kil.; lorsqu'ils pèsent plus, ce qui peut aller jusqu'à 500 kil., les supports *d* se placent à l'extrémité du manche, et l'arbre *e* est vers la tête *a* du marteau, et les cames le soulèvent ou par le bout *f* ou par le côté. Ce marteau frappe sur un tas ou enclume *g* de même matière que lui, établie sur un massif solide de bois et de maçonnerie : les coups redoublés qu'il éprouve enfoncent le terrain et obligent à des réparations d'autant plus souvent, que ce massif repose sur des fondemens moins étendus. On nomme *aire* ou *panne* du marteau et de l'enclume la face qui frappe sur le métal qu'on forge; elle doit être plus dure que le reste du marteau : s'il est de fonte, on la durcit en la refroidissant plus vite; s'il est de fer, on acière la panne. La machine qui met le martinet en mouvement doit être disposée de telle sorte que l'ouvrier puisse en modérer l'action à sa volonté; lorsqu'il pose la *loupe* sur l'enclume pour la *cingler*, le marteau doit d'abord se mouvoir avec peu de vitesse, pour donner à l'ouvrier le temps

de retourner la loupe qui est encore informe, et pour ne pas la faire fendre en en séparant les diverses parties; sous les coups du martinet, le laitier suinte de toutes parts et jaillit hors du métal, ce qui permet aux parties de celui-ci, d'abord faiblement unies, de se souder ensemble. A mesure que cet effet se produit, on accélère le mouvement du martinet. On donne ainsi à la loupe la forme d'un parallélipipède, et lorsqu'elle est encore rouge, on la partage en trois ou quatre parties, nommées *lopins*. Ce partage s'opère avec un ciseau garni d'un manche dont on pose l'angle sur le lopin, sous le marteau qui, par ses coups redoublés, l'enfonce dans la masse et la partage. Le fourneau où on chauffe les lopins est construit de même que ceux où on affine le fer; souvent on emploie le même. Lorsque le lopin est chauffé jusqu'au rouge-blanc, on le rapporte sous le martinet pour le forger, on l'alonge et on lui donne la forme d'un prisme rectangulaire, dont les angles sont arrondis. Pendant qu'on forge l'un, on chauffe le second. Après cela, le fer a encore à être alongé en barres, pour les usages auxquels on l'emploie ordinairement. Dans cette nouvelle opération, il acquiert plus de nerf qu'il n'en avait avant; elle se fait en trois fois. Dans quelques usines, elle se fait dans le même atelier, par les mêmes ouvriers et au même fourneau que la précédente; dans

d'autres, elle se fait dans un atelier séparé. Par cette dernière combinaison, l'ouvrage va plus vite, et on économise sur la main-d'œuvre; mais on dépense plus de charbon. La pièce se chauffe d'abord au milieu, lorsqu'elle est rouge-blanc, on la porte sous le martinet et on la présente d'abord dans le sens de la largeur de la panne, et on la tourne et retourne, de sorte que chaque face soit également comprimée, à moins qu'on n'en veuille faire une barre plate, auquel cas elle doit recevoir plus de coups sur une face que sur l'autre. Lorsqu'elle a été ainsi alongée de 80 centimètres environ, on la présente dans le sens de la longueur de la panne, afin de rendre les faces plus unies. Cette première opération est ordinairement terminée en 400 ou 500 coups de marteau. Dans la seconde opération, on chauffe et on forge l'un des bouts, comme on a fait pour le milieu; dans la troisième opération, on forge de même l'autre bout; alors l'opération est terminée; il ne reste plus qu'à réduire les dimensions de la barre ou barreau, suivant les divers usages auxquels on destine le fer. Cette opération s'exécute dans une usine à part, soit sous le martinet, soit à l'aide de cylindres nommés découpoirs. Nous en parlerons à l'article Fenderies (587).

Devis estimatif du prix de 1000 *kil. de fer de première qualité, en grosses barres, par le charbon de bois et le marteau, dans une usine produisant* 300000 *kil. par an.* (Haute-Saône.)

1500 k. de fonte, à 21 f. les 100 k. (569).	315 f.
1750 de charbon, à 10 f. les 100 k. . . .	175
Forgeage, à prix fait.	20
Direction, 6000 f. par an, et pour 1000 k.	20
Entretien, 6000.	20
Capital de premier établissement, 150000 f. de roulement annuel, 150000 à 5 et 6 p. °/₀, 16500, et p. 1000 k.	55
	605
Bénéfice, $\frac{1}{10}$.	60
	665.

571. La méthode de convertir la fonte en fer, que nous venons d'exposer, est celle qui est usitée depuis long-temps en France, en Allemagne et sur tout le continent européen; mais en Angleterre, la rareté du bois a introduit l'affinage à la houille, et le perfectionnement des mécaniques a fait substituer des cylindres aux marteaux, ce qui économise le temps et le combustible. Suivant que la fonte est plus ou moins carbonée, on procède à son affinage en deux ou

une seule opération. En Angleterre, elles sont dans le premier cas; en France, beaucoup de fontes étant moins carbonées, on peut supprimer la première opération, et soumettre la fonte directement au *pudlage*; c'est ce qui a été pratiqué à l'usine de Charenton, par MM. Manby et Wilson, sur les fontes de Champagne.

La première opération, nommée *finage*, est destinée à transformer la fonte en une fonte plus blanche et moins carbonée, qui prend le nom, dans les usines anglaises, de *fine-metal*. Les fourneaux qu'on emploie pour cela ont la même forme que les fourneaux d'affinerie (570, *fig.* 29), mais ils sont plus grands et ont deux tuyères. Comme la chaleur y est plus intense, les tuyères sont formées d'une double lame de métal; entre deux, on fait circuler de l'eau froide, pour préserver la tuyère d'une trop haute température; et comme cette première fusion a pour but de décarburer la fonte, les tuyères sont assez inclinées pour que le vent frappe sur la surface du métal en fusion. On remplit d'abord le creuset de coack, et on met dessus de la fonte en morceaux de 25 à 30 kil.; au-dessus, on met une couche de coak, puis encore de la fonte par-dessus. Par cet arrangement, la fonte rougit à l'air avant de fondre, ensuite elle tombe goutte à goutte, et passe devant le vent de la tuyère, circonstances qui tendent à oxider le carbone

qu'elle contient; on continue à placer des couches de coak avec de la fonte dessus, jusqu'à ce que le creuset soit plein. On peut ainsi fondre en deux heures 200 kil. de fonte. Dans quelques usines, pour faciliter la décarburation de la fonte, on y mêle des ferrailles rouillées, des battitures ou du minérai de fer oxidé, ce qui abrège l'opération lorsqu'on les emploie en quantité convenable. Lorsque la fonte est affinée, ce que l'on juge en tirant un échantillon du creuset dans une petite lingotière, on casse le petit lingot qui en résulte, et on examine s'il a la cassure blanche, lamellaire, et s'il n'y a plus de points noirs dans l'intérieur. Lorsqu'on est arrivé à ce point, on coule cette fonte affinée ou *fine-metal* dans des creux préparés dans le sable, ayant 18 à 20 centimètres de large sur 3 ou 4 d'épaisseur et une longueur arbitraire. Lorsqu'elle est coulée, on répand de l'eau à sa surface pour la refroidir plus rapidement, ce qui la rend blanche et cassante.

L'opération suivante, nommée *pudlage*, se fait dans un fourneau de réverbère (585), peu différent de celui de la figure 47. La sole est creuse vers le milieu *m*; c'est là que se rassemble la fonte en fusion : il y a également une cavité en *n*, où on repousse les scories qu'on en fait ensuite couler par une ouverture faite exprès; l'ouverture *p* est plus rapprochée de l'en-

droit *m*, où est le creux, que ne l'indique la figure; en outre, le haut de la cheminée est garni d'une plaque qu'on peut mouvoir à l'aide d'un levier et d'une chaîne, afin d'ouvrir ou de fermer le passage à volonté. Pour procéder à cette opération, on recouvre d'abord la sole de sable, pour empêcher la fonte de s'y attacher; ensuite on place sur l'autel 150 à 200 k. de fonte ou *fine-metal*, dont nous avons parlé, et on ferme la porte *q*. On met le feu au fourneau, qu'on conduit d'abord lentement. Lorsque la fonte rougit, on ouvre un peu la porte de la chauffe, et on ferme en partie le haut de la cheminée. Par ce moyen, la fonte se ramollit lentement avant de fondre, et l'air qui entre par la porte de la chauffe, en frappant la fonte, oxide le charbon qu'elle contient, ce qui la rapproche déjà de l'état de fer malléable; une demi-heure ou trois quarts d'heure après, on ferme la porte et on pousse le feu vivement : en un quart d'heure la fonte coule. Alors on la remue continuellement pour renouveler les points de contact avec l'air. A mesure que le carbone se brûle, la matière devient plus pâteuse, et il s'y forme des grains ou grumeaux que l'ouvrier nommé *pudleur* rassemble avec un ringard, à côté du bain liquide, et soude ensemble, en les frappant avec une espèce de ringard qui est plat par le bout. Lorsqu'il y en a une quantité suffisante pour

former une loupe, on en forme une autre de la même manière; ainsi peu à peu la fonte est en entier arrangée en 4 ou 5 loupes disposées autour de la sole. On ferme le fourneau de toutes parts, pour les maintenir chaudes, et on vient les prendre une à une pour les cingler, comme nous l'avons exposé (570). Dans quelques usines, on a tenté de remplacer les marteaux par des laminoirs pour cingler la loupe; mais il paraît que cette substitution n'a pas été avantageuse, puisque l'usage des martinets a prévalu, et l'usage des laminoirs a été réservé pour forger les lopins obtenus après avoir partagé la loupe.

Les pièces obtenues après le cinglage sont portées dans un four de réverbère : on les y dispose de manière que la flamme puisse circuler librement autour de chaque pièce. Lorsqu'elles sont devenues rouge-blanc, on les retire une à une, pour les forger sous les laminoirs. Il y a deux paires de laminoirs, disposées l'une à *côté de* l'autre, comme l'indique la fig. 51 : l'arbre *aa* reçoit un mouvement de rotation d'une roue mue par un cours d'eau ou d'une machine à vapeur; par le moyen de l'engrénage *b*, il met en mouvement le cylindre supérieur, et l'engrénage double *c* le transmet au cylindre inférieur dans un sens inverse de celui du cylindre supérieur. Les cylindres de l'une des paires sont entaillés

le rainures courbes; c'est entre ces cylindres qu'on ébauche les pièces : le cylindre inférieur de l'autre paire a des entailles rectangulaires, dans lesquelles entrent des saillies de même largeur du cylindre supérieur, ce qui forme entre deux des cylindres carrés ou rectangulaires, fermés tout le tour, destinés à donner la forme à la barre de fer. L'échelle qui est jointe à la figure montre les dimensions de chaque partie de la machine. On peut, sans rendre le travail trop difficile, donner aux cylindres une rapidité telle, que des pièces de 30 kilogr. et 65 centimètres de long s'alongent jusqu'à 4 mètres, en passant dans huit ou neuf rainures en moins d'une minute.

Lorsqu'on veut un fer d'une qualité supérieure, on le transforme d'abord en barres plates, et on en coupe 4 ou 5 d'égale longueur, qu'on fait rougir ensemble, pour les présenter à la fois sous le laminoir, ce qui les soudent en fait une seule barre qui acquiert par là beaucoup plus de nerf.

Devis estimatif du prix de fabrication de 1000 *kil. de fer, fabriqués à la houille et au laminoir, dans une usine produisant* 480000 *kil. par an.* (Nièvre.)

	f.	c.
1350 k. de fonte, à 29 f. les 100 k.....	391	50

			f. c.
			391 50
300 k. de houille = 150 kil. de coak,		pour le finage.	
1275	*id.*	pour le pudlage.	
600	*id.*	pour le laminage.	
225	*id.*	pour la machine à vapeur.	
2400 k. à 3 f. les 100 k.			72 »
Main-d'œuvre. Pudlage à 1 f. 25 c. les 100 k., prix fait.			12 50
id. pour le finage, laminage, etc.			12 50
Direction. 24000 f. par an, et p. 1000 k.			5 »
Entretien. 12000 f. par an, et p. 1000 k.			2 50
Intérêt de 1000000, valeur de l'établissement, 5 p. °/₀, 50000 f. par an, et pour 1000 k.			10 80
Intérêt de 2000000, frais de roulement annuel, à 6 p. °/₀, 120000 fr. par an, et pour 1000 k.			25 »
			531 80
Bénéfice, $\frac{1}{10}$			53 20
			585 »

572. Dans divers pays, et notamment dans les Pyrénées, en Corse, dans la Catalogne, la Biscaye et la Navarre, on obtient du fer malléable directement du minérai, sans qu'il passe préalablement par l'état de fonte. Cette méthode est

généralement désignée par le nom de *méthode catalane;* le procédé est sujet à quelques variations, mais qui ne sont pas assez importantes pour que nous les décrivions séparément.

Les minérais ne sont pas tous propres aux forges à la catalane : ceux qui sont trop mélangés de terre ne conviennent pas, on n'y traite que des oxides ou carbonates de fer presque purs.

On fait d'abord subir au minérai l'opération du grillage, dans le même but et de la même manière que dans plusieurs hauts fourneaux (568). Le minérai grillé est concassé et criblé dans une corbeille, de manière à le séparer en deux parties, l'une composée de fragmens de la grosseur d'une noix; l'autre qu'on désigne par le nom de *greillade*, se compose de poussière et de fragmens plus petits.

Les fourneaux à la catalane consistent, comme les fourneaux d'affinerie (570, *fig.* 29), en une aire en maçonnerie peu élevée, dans laquelle est pratiquée une cavité nommée creuset, ayant au fond de 45 à 80 centimètres de large, de 50 à 90 centimètres de long, de 10 à 20 centimètres de plus à la surface, et de 45 à 70 centimètres de profondeur. Au-dessus de l'un des côtés, nommé *varme*, est l'ouverture de la tuyère qui fait avec l'horizon un angle de 15 à 20°; le côté opposé se nomme *contrevent*, la face à droite de la varme se nomme *laitérol* et a une ouverture

destinée à l'écoulement des scories ou laitier, et la face opposée est la *rustine*.

On tasse d'abord dans le fond de la poussière de charbon, nommée brasque, on place une planche de manière à partager le creuset en deux parties, et dans la partie voisine du contrevent, on arrange le minérai en l'arrondissant de manière qu'il reste des vides dans les deux angles du contrevent qu'on emplit de charbon; l'autre partie s'emplit de charbon, après quoi on retire la planche, et dans quelques endroits, on recouvre le tas de minérai d'un mélange d'argile et de charbon qui concentre la chaleur et maintient le minérai. On traite dans une opération une quantité de minérai plus ou moins grande, suivant la grandeur du fourneau; avec les plus petites dimensions indiquées ci-dessus, on en traite environ 150 kil., et avec les plus grandes, 400 kil. Tout étant préparé comme nous venons de le dire, on chauffe d'abord modérément, et on augmente peu à peu le vent, pendant deux heures, en tassant toujours le combustible du côté du minérai; alors on donne tout le vent. Après un fort coup de feu, on introduit des ringards entre le contrevent et le minérai, pour le rapprocher du vent de la tuyère, et on répète cette opération de temps en temps. De temps en temps aussi on sème sur la surface du charbon la greillade dont nous avons parlé et qu'on a

mise en réserve, et on l'arrose pour empêcher le vent de la dissiper. Cet oxide se désoxide en partie, ce qui augmente la quantité de fer obtenu : la partie qui ne se désoxide pas se dissout dans le laitier et l'épaissit ; c'est pourquoi on emploie plus de greillades lorsque les scories sont très fluides, et moins lorsqu'elles coulent difficilement. Après six heures, l'opération est terminée. Une quantité de fer, égale au tiers environ du minérai employé, se rassemble au fond du creuset en masse pâteuse ; on la remue avec des ringards, et lorsqu'elle a acquis une consistance suffisante, on la prend et on la porte sous les martinets, pour la traiter de la même manière que celle qu'on obtient de la fonte (570).

On emploie en général 300 kil. de minérai et 320 kil. de charbon, pour obtenir 100 kil. de fer ; les minérais employés dans cette exploitation contiennent la plupart du temps plus de 50 pour 100 : l'emploi de minérais moins riches serait trop désavantageux.

On a essayé de substituer dans la méthode catalane le coak au charbon de bois. Dans les essais imparfaits qu'on a tentés jusqu'à ce jour, le succès de cette substitution est resté fort douteux : d'ailleurs il serait possible que la méthode fût désavantageuse par elle-même, et au lieu de tenter de la modifier, il vaudrait peut-être mieux lui en substituer une autre. Ce qui tend prin-

sont fondre dans des pots ou creusets percés de plusieurs trous, par lesquels le sulfure fondu s'écoule dans un autre pot placé sous le précédent. On emploie aussi au même usage des tuyaux de terre cuite, traversant un fourneau, dans lesquels on peut déposer le minérai et retirer le résidu sans les déranger : le sulfure, en fondant, s'écoule hors du fourneau.

Le sulfure purifié est pulvérisé et grillé dans un fourneau de réverbère, à une chaleur assez modérée pour qu'il n'entre pas en fusion, et on le remue de temps en temps, jusqu'à ce qu'il présente l'apparence d'une poudre terne; alors presque tout le soufre est dégagé, et l'antimoine est oxidé. On mêle cette poudre avec du charbon et du carbonate de potasse, ou bien avec du tartre, et on soumet le mélange à l'action du feu, dans des creusets. A mesure que le charbon réduit l'antimoine, la potasse s'empare du peu de sulfure qui restait, ce qui donne un métal exempt de soufre. Souvent on refond une seconde fois l'antimoine pour l'obtenir plus pur.

575. Le *cuivre* s'extrait du protoxide (344) et du carbonate (411) qu'on trouve mélangés ensemble en quelques lieux, par exemple, à Chessy (Rhône); du cuivre sulfuré et des pyrites de cuivre (195), minérais plus communs que les précédens; ils constituent les mines de Cornouailles, de Sibérie, de Mansfeld et de l'Inde :

le chlorure (224) constitue aussi quelques mines au Pérou.

L'exploitation de l'oxide et du carbonate est très simple : il suffit de fondre le minérai avec du charbon dans un fourneau à manche (573) ou dans un fourneau de réverbère.

Le traitement du sulfure est bien plus compliqué. Il faut d'abord le griller ; ce qu'on fait en le mêlant en morceaux avec du charbon et en l'entassant entre trois murs destinés à le soutenir, et on y met le feu. Cette opération se répète souvent trois ou quatre fois ; d'autres fois on forme de grandes pyramides tronquées, avec 300000 kil. de minérai disposé sur des lits de bois, en réservant une cheminée dans l'axe de la pyramide, et couvrant la surface extérieure de menu minérai mêlé d'un peu de terre, qu'on bat pour former une espèce de croûte et concentrer la chaleur dans l'intérieur de la pyramide. Lorsque ces dispositions sont terminées, on jette par la cheminée des tisons enflammés ; ils mettent le feu au combustible, et le sulfure lui-même brûle peu à peu. Cette combustion dure quelquefois un an et plus : une partie du soufre se sublime et se rassemble dans des cavités qu'on a réservées dans ce but sur la plate-forme qui forme le dessus de la pyramide tronquée.

Lorsque le grillage est terminé, le minérai contient beaucoup moins de soufre que d'abord,

mais il a absorbé de l'oxigène. Pour le désoxider, on le fait fondre avec du charbon dans un fourneau à manche (573) ou un fourneau de réverbère, on ajoute aussi du quartz au minérai, s'il n'est pas mélangé avec assez de silice : ce quartz est destiné à dissoudre l'oxide de fer que contient le minérai grillé; il forme un silicate de fer qui se sépare sous forme de scorie; il en résulte une masse brune et fragile, nommée *matte*, qui contient du cuivre, du fer et un peu de soufre; on grille ces mattes entre trois murs, comme nous l'avons dit ci-dessus. Ce grillage se répète sept ou huit fois : il a pour but d'oxider le soufre et le fer; ensuite on le fond avec du charbon et du quartz, comme la première fois et dans le même but, et cette fois on obtient trois produits : 1° du cuivre impur, nommé cuivre noir; 2° une matte comme la première fois, et qui doit être traitée de nouveau comme les autres; 3° des scories, consistant principalement en silicate de fer. Le cuivre noir contient $\frac{9}{10}$ de cuivre, le reste consiste en fer et soufre; on le fait fondre dans un fourneau à réverbère, dont la sole est concave et revêtue d'un mélange d'argile et de charbon. Lorsque le métal est fondu, on enlève les scories qui le recouvrent avec une planche dans laquelle est implantée à angle droit, le bout d'une perche qui lui sert de manche; ensuite on dirige sur la surface du métal en fusion le vent d'un

soufflet situé sur le côté du fourneau. Cette opération a pour but d'oxider le soufre et le fer, afin de les séparer du cuivre. Au bout de deux heures, le cuivre est ordinairement affiné. On ouvre une communication entre le bassin du fourneau et un bassin de *réception*, situé à l'opposé du soufflet. En extrayant le cuivre du bassin de réception, on lui donne diverses formes, suivant l'usage du pays : tantôt on le coule en lingots ou en plaques plus ou moins grandes, tantôt on le met en *rosette*. Pour cela, on jette sur le métal en fusion de l'eau avec un balai, et on enlève avec des ringards la plaque solide et couverte d'aspérités que cela forme à la surface du métal liquide.

Lorsque le minérai sulfureux de cuivre est très pauvre, on le grille pour en extraire le soufre, on le met dans l'eau pour dissoudre le sulfate formé par l'oxidation du sulfure, et on met dans la dissolution des plaques de fer qui sont peu à peu dissoutes et remplacées par du cuivre (392) qu'on nomme cuivre de cémentation. On obtient ensuite le sulfate de fer contenu dans la dissolution par évaporation et cristallisation.

Quelquefois le cuivre extrait d'un minérai contient de l'argent qu'il est avantageux d'en séparer. Pour cela, on fond d'abord le cuivre avec trois fois autant de plomb, et on coule l'alliage en pains ronds, nommés *pains de liqua-*

tion ; on expose ces pains à une chaleur insuffisante pour les fondre, mais suffisante pour la fusion du plomb; le plomb coule peu à peu en entraînant l'argent : on achève d'extraire le plomb de cet alliage en l'exposant à une chaleur beaucoup plus forte ; car il est devenu bien moins fusible, et par là on en extrait une nouvelle quantité de plomb contenant argent ; ensuite on passe le plomb à la coupelle (576), et on affine le cuivre pour le purger du plomb qu'il contient.

576. Le *plomb* se trouve dans la nature, sous un assez grand nombre de formes ; cependant le carbonate et le sulfure sont les seuls minéraux d'où on extrait ce métal, et même le premier ne fait nulle part l'objet d'une exploitation spéciale. Le sulfure nommé *galène* (197) est traité de diverses manières, pour en extraire le plomb métallique. Toujours on commence par trier, bocarder et laver le minérai, afin d'en séparer les corps étrangers ; ensuite, pour séparer le soufre du métal, on grille le minérai, tantôt à l'air, entre trois murs, comme nous l'avons dit pour le cuivre (575), tantôt dans des fourneaux de réverbère ; l'action du feu chasse une partie du soufre, le reste, en s'oxidant, produit du sulfate de plomb. Après ce grillage, on fond le minérai grillé dans un fourneau à manche, et on obtient du plomb provenant du sulfure que le

eu à décomposé, et du sulfure provenant du sulfate que désoxide le charbon. Ce sulfure, nommé matte, doit de nouveau subir l'opération du grillage, comme le minérai. Lorsqu'on grille dans un fourneau de réverbère et que la galène est assez pure, on peut fondre dans le même fourneau, sans mettre d'intervalle entre ces deux opérations, ce qui fait une économie de combustible. Pendant le grillage, on ne remue pas le minérai, de sorte que les couches supérieures seulement sont converties en sulfate au bout d'un certain temps qu'on détermine facilement par quelques expériences; on mêle les couches inférieures aux supérieures; le soufre du sulfure, en se combinant avec l'oxigène et l'acide du sulfate, forme de l'acide sulfureux qui se dégage, et en augmentant le feu, on obtient du plomb métallique. Pour le purifier du soufre qu'il peut encore contenir, on y mêle de la ferraille ou de la fonte en grenaille : le soufre abandonne le plomb pour s'unir au fer. Par ce moyen même on obtient de suite du minérai le métal avec beaucoup plus de facilité; mais on épargne une grande quantité de fer en ne l'employant, comme nous venons de le dire, que sur la fin de l'opération.

La plupart du temps le plomb obtenu du minérai contient quelque peu d'argent; alors on lui fait subir la *coupellation*. Cette opération consiste à transformer le plomb en oxide; l'argent

qui ne s'oxide pas reste dans la coupelle. Les fourneaux qu'on y emploie peuvent être disposés de plusieurs manières : un fourneau de réverbère, à peu près semblable à celui que nous avons décrit pour l'affinage du cuivre, mais plus petit, y est souvent employé ; alors la sole doit être couverte d'une couche concave de matière poreuse. Cette matière peut être, comme pour la coupelle d'essai (852), des os brûlés, broyés et tamisés, dont on forme une pâte avec un peu d'eau, qu'on tasse ensuite sur la sole du fourneau, en lui donnant la forme qu'on désire, soit avec une truelle courbe, soit avec un calibre; souvent on se contente d'employer de la cendre lessivée et calcinée à la place d'os : sur l'un des côtés est placé un soufflet, comme pour l'affinage du cuivre ; au côté opposé est un trou qui communique à un bassin de réception, destiné à recevoir le plomb oxidé qui y éprouve une espèce de critallisation en paillettes, et prend sous cet état le nom de litharge ; une rigole creusée dans la matière de la coupelle fait communiquer ce trou avec la coupelle. On emplit la coupelle de plomb qu'on fait fondre de manière que la surface du bain affleure cette rigole, et on fait aller les soufflets qui oxident le plomb et poussent l'oxide par la rigole destinée à le recevoir. A mesure que le métal diminue, on en ajoute de nouveau, de manière à toujours affleurer la

rigole. Après plusieurs jours, lorsque le plomb dans la coupelle contient une quantité considérable d'argent, ce qu'on connaît à la couleur de la surface et à la quantité d'oxide qui se forme, on cesse d'ajouter du plomb, et on creuse peu à peu la rigole, à mesure qu'il diminue; bientôt la surface du métal devient brillante, et à l'instant où ce brillant a envahi toute la surface, on s'occupe d'extraire l'argent de la coupelle, ce qu'on exécute de diverses manières : tantôt on le puise avec une lingotière ou une cuiller pour le couler en lingots, tantôt on y plonge des barres de fer froides, qu'on trempe à chaque fois dans l'eau, pour solidifier l'argent qui s'y est attaché.

577. *L'argent* s'extrait de ses mines souvent par le moyen du mercure, quelquefois par le moyen du plomb.

A Konsberg en Norwège, le minérai se compose presque en entier d'argent natif, lorsqu'on l'a séparé des terres par le triage et le lavage, on le fond avec son poids de plomb; l'alliage qui en résulte et qui contient $\frac{1}{5}$ d'argent est traité à la coupelle, comme nous l'avons expliqué (576), excepté qu'on est obligé de retirer plus souvent l'argent, puisque l'alliage est beaucoup plus riche.

A Freyberg, l'argent est à l'état de sulfure et mêlé à des pyrites de cuivre et de fer; le minérai ne contient pas trois millièmes d'argent; d'abord

on le griile après l'avoir mélangé avec un dixième de sel marin : le chlore de celui-ci se combine à l'argent, tandis que le sodium, le fer, le cuivre, le soufre et l'oxigène de l'air forment des sulfates de soude, de fer et de cuivre et du gaz sulfureux. On réduit ce mélange en poudre fine, et on le met dans un tonneau horizontal avec moitié de mercure, un tiers d'eau et un quinzième de petites plaques de fer de quelques centimètres de large sur deux millimètres d'épaisseur. Ces tonneaux qui sont traversés d'un axe horizontal, sont mis en mouvement pendant dix-huit heures. Pendant ce temps, les sulfates sont dissous par l'eau, et le chlorure d'argent est décomposé; le métal s'unit au mercure et le chlore au fer. On retire le mélange des tonneaux et on le lave, ce qui isole l'amalgame de mercure et d'argent : on met cet amalgame dans un sac de coutil, et par une forte pression, on en fait sortir un amalgame liquide formé de mercure et de très peu d'argent qu'on emploie dans l'opération suivante; dans le sac reste un amalgame solide, composé de 6 de mercure sur 1 d'argent : en distillant cet amalgame, on obtient le mercure, et l'argent forme le résidu.

On exploite des mines encore moins riches que celles de Freyberg. Pour être exploitées, elles doivent contenir des sulfures, et si elles n'en contiennent pas, on en ajoute. On fond le

mélange, et les sulfures en fusion entraînent l'argent, ce qui le concentre dans une moins grande quantité de matière : on grille la matte qui en résulte, et ensuite on la fond avec une nouvelle quantité de minérai ; on la grille de nouveau, et on la fond avec du plomb, ce qui donne du plomb argentifère, qu'on traite avec les nouvelles mattes. Le plomb argentifère est ensuite traité comme nous l'avons expliqué (576).

Au Pérou et au Mexique, on suit un procédé empirique qui ne paraît pas le meilleur de ceux qu'on pourrait employer, et qui contient plusieurs manipulations inutiles. Le minérai est souvent formé d'un mélange dans des proportions variables d'argent métallique, de chlorure et de sulfure d'argent, de sulfure d'antimoine, de fer et de cuivre, etc. On réduit le minérai en poudre, on le mouille et on le mêle avec $\frac{5}{100}$ de sel marin, on abandonne le mélange à lui-même pendant quelques jours, dans une cour dallée : s'il s'échauffe beaucoup, on y mêle de la chaux éteinte; s'il ne s'échauffe pas, on y mêle des pyrites de fer et de cuivre. Quelques jours après, on répand sur la masse du mercure, et on le fait fouler par une vingtaine de chevaux qu'on fait courir dessus pendant plusieurs heures. Lorsque tout l'argent est uni au mercure, on lave, pour entraîner les terres et les sels, et on extrait l'argent de l'amal-

game en le lavant et le distillant, comme nous l'avons dit ci-dessus.

Dans d'autres exploitations, on emploie le plomb. On grille le minérai, on le pulvérise et on le mêle avec du carbonate de soude et de l'oxide de plomb, l'oxigène de celui-ci avec le soufre du minérai et la soude forment du sulfate de soude qui reste dans les scories, et le plomb s'emparant de l'argent, il ne reste qu'à le faire passer à la coupelle, comme nous l'avons expliqué ci-dessus.

C'est également par le moyen du plomb et du mercure qu'on extrait l'or et l'argent des *cendres d'orfèvre* et des vieilles dorures. Les orfèvres recueillent toutes les ordures qui se ramassent dans leurs ateliers et les brûlent, on réduit de même les vieilles dorures en cendres; ensuite, pour extraire l'or et l'argent de ces cendres, on les broie avec du mercure, et on distille celui-ci comme nous l'avons dit ci-dessus. Cette opération ne prive pas entièrement les cendres de tous les métaux précieux qu'elle contiennent, il en reste d'autant moins qu'on les a mieux broyées avec le mercure; mais il en reste trop peu pour qu'il soit avantageux aux orfèvres eux-mêmes de l'extraire; c'est pourquoi ils vendent les cendres, après les avoir travaillées au mercure, à des personnes qui en réunissent une grande quantité, les mêlent avec du plomb ou mieux avec de

l'oxide de plomb et du charbon. On expose le mélange dans un fourneau de réverbère : le plomb, en se réduisant, entraîne l'or et l'argent, et il ne reste plus qu'à le faire passer à la coupelle, pour avoir ces deux derniers métaux alliés ensemble ; on les sépare ensuite par une opération nommée départ, dont nous parlerons à l'extraction de l'or.

578. L'*or* existe à l'état métallique dans les mines d'où on l'extrait. Cette extraction se fait, comme pour l'argent, par le moyen du mercure ou du plomb. On peut distinguer trois espèces de mines d'or : l'or en paillettes, mêlé au sable des rivières ; l'or en roches, c'est-à-dire en petits fragmens disséminés dans des roches composées de fragmens agglutinés ; les sulfures aurifères. Ces derniers minérais, qui sont les plus communs, ne contiennent quelquefois que cinq ou six millionièmes d'or.

Ceux qui extraient l'or du sable des rivières se nomment orpailleurs ; ils lavent ce sable à plusieurs reprises, sur des tables inclinées et dans des petits vases de bois destinés à cet usage : le premier sable que l'eau entraîne est rejeté, comme ne contenant plus d'or ; le second est mis en réserve, pour être lavé de nouveau comme le sable neuf ; le troisième est beaucoup plus riche. Lorsqu'on a ainsi transformé le sable par le lavage en sable riche, on broie celui-ci avec du mercure qui

s'empare de l'or qu'on en extrait par la distillation, comme pour l'argent (577).

L'or en roche, après avoir été pilé, peut être traité comme le sable; souvent il est assez riche pour être fondu directement sans mercure, après qu'il a été bien lavé.

Les sulfures aurifères se traitent tantôt par le plomb, tantôt par le mercure : ce sont des sulfures de fer, de cuivre, de zinc, de plomb, d'argent et d'arsénic. On les grille, puis on les fond, ce qui fournit une matte plus riche que le minérai. On la grille et on la fond de nouveau, ensuite on la fond avec du plomb qui entraîne l'or et l'argent qu'on en sépare par la coupellation (576). Si les sulfures sont très riches, on peut, dès la première fois, les fondre avec du plomb.

L'extraction par le mercure consiste à broyer le minérai avec du mercure, après l'avoir grillé, à moins qu'il ne soit très riche, et ensuite à distiller le mercure.

Quel que soit le procédé par lequel on extrait l'or de sa mine, il contient toujours de l'argent; et, pour l'en séparer, on a recours à une nouvelle opération, nommée *départ*. D'abord on ajoute une quantité d'argent suffisante pour qu'il y en ait en tout trois fois autant que d'or, on fond le tout dans un creuset, et on le réduit en grenaille; on met cette grenaille dans des pots, avec un poids égal d'acide nitrique étendu d'eau,

pesant 1,20 (25° Beaumé). Ces pots contiennent 5 ou 6 kilogrammes de grenaille et autant d'acide, mais ils ont assez de capacité pour en contenir le double. On les range dans un bain de sable, et on les porte à l'ébullition pendant 30 ou 40 minutes. Après cela, on décante le liquide et on le remplace par de l'acide pesant 1,28 (32° Beaumé), qu'on porte à l'ébullition comme la première fois : on décante de nouveau, on lave avec de l'eau, et on verse sur le résidu le double de son poids d'acide sulfurique concentré, qu'on fait bouillir pendant six ou huit heures. On décante et on lave, le résidu est de l'or pur; il ne reste qu'à le fondre et le couler en lingots ou sous quelle forme on voudra.

Les liquides décantés sont du nitrate et du sulfate d'argent. On verse le premier dans des baquets de bois où on met quelques lames de cuivre; l'acide nitrique s'emparant de ce métal, abandonne l'argent. Au bout de quelques jours, on fait bouillir le liquide dans une chaudière de cuivre, ce qui achève de précipiter l'argent, et on concentre jusqu'à ce que le liquide pèse 1,37 (40° Beaumé). Quand il est refroidi, on décante le nitrate de cuivre qu'on distille pour en extraire l'acide nitrique. On lave la poussière d'argent précipitée au fond de la chaudière, on la réunit à celle des baquets, et il n'y a plus qu'à fondre et à couler en lingots. Pour avoir l'argent

contenu dans l'acide sulfurique, on chauffe dans une chaudière de plomb : il se forme du sulfate de plomb, et l'argent est précipité.

L'acide sulfurique étant d'un prix bien moins élevé que l'acide nitrique, il est avantageux de remplacer celui-ci par le premier ; aussi aujourd'hui n'emploie-t-on dans l'opération du départ que de l'acide sulfurique. Pour cela, on fait bouillir l'alliage d'or et d'argent dans cet acide, dans des vases de platine, et on extrait l'argent du sulfate acide qui en résulte, comme nous l'avons dit ci-dessus. Pour éviter les vapeurs d'acide sulfureux, produites par l'action de l'acide sulfurique sur l'argent, on dispose l'appareil de sorte que ces vapeurs sont d'abord en contact avec de l'eau de chaux qui en absorbe une grande partie, le reste s'échappe par une cheminée.

579. La *mine de platine* contient aussi du *palladium*, de l'*iridium*, de l'*osmium* et du *rhodium*, qu'on en extrait en même temps que le platine, et de plus du fer, du cuivre, du mercure, etc. L'extraction de ces cinq métaux est assez compliquée, et comme les quatre derniers ne sont d'aucun usage, nous ne parlerons que de celle du platine.

Après avoir mis de la mine dans un matras, on verse dessus quatre ou cinq fois son poids d'un mélange d'acide nitrique et hydrochlorique,

dans le rapport de 1 à 2, et on le fait bouillir; on décante le liquide et on recommence la même opération trois ou quatre fois. Après cela, le résidu ne contient pas ou presque pas de platine : on le met à part pour en extraire l'osmium et l'iridium. On concentre la dissolution jusqu'à ce qu'elle soit susceptible de cristalliser par refroidissement; et si, après cela, elle est encore acide, on y verse un peu d'ammoniaque, jusqu'à ce qu'elle soit neutre; on ajoute 5 ou 6 fois autant d'eau qu'il y a de liquide, et on verse dedans une dissolution concentrée d'hydrochlorate d'ammoniaque, jusqu'à ce qu'elle ne forme plus de précipité. Ce précipité est jaune; c'est un chlorure double d'ammoniaque et de platine : il suffit de le chauffer, pour en obtenir le platine sous forme d'*éponge*, composée d'une multitude de petits grains agglutinés.

Ce métal, en cet état, n'est pas propre aux usages auxquels on le destine, il faut le fondre. Pour cela, on l'allie à $\frac{1}{8}$ d'arsénic, ce qui le rend plus fusible : on calcine cet alliage avec le contact de l'air, en poussant la chaleur progressivement jusqu'au rouge-blanc; l'arsénic s'oxide et se vaporise, et le platine reste malléable : on en fait des creusets, des capsules, etc. L'union avec l'arsénic a été d'abord le seul moyen par lequel on ait pu obtenir le platine sous forme de métal malléable; mais depuis on est parvenu

à le fondre dans un creuset brasqué, et on peut par là l'obtenir en lingot. On le rend également malléable en comprimant fortement le sel double dont nous avons parlé ci-dessus, à mesure qu'on le calcine et qu'il se transforme en platine.

CHAPITRE II.

FUSION ET TRAVAIL DES MÉTAUX.

Fondeur en cuivre et en fer.

Ce que nous dirons ici s'appliquera également au fondeur en bronze et à la fonte d'un grand nombre d'alliages employés dans les arts.

Du moulage.

Cette opération consiste à enfermer un modèle de la pièce qu'on veut couler dans une enveloppe de terre ou de sable, en se réservant les moyens de pouvoir l'en retirer sans endommager le moule.

580. *Moulage en sable.* On emploie, pour former les moules, du sable mêlé d'un peu d'argile : il doit y avoir assez peu d'argile pour que le mélange ne s'attache pas aux doigts lorsqu'on

le serre dans la main, mais il doit y en avoir assez pour faire corps et conserver l'empreinte qu'il a reçue lorsqu'on le comprime.

On trouve en beaucoup de lieux des sables propres au moulage. Au reste, lorsqu'il est trop gras, on peut l'amener au point convenable, en y mêlant du sable de rivière, qui est presque tout de silice. Si au contraire on n'a que du sable sans liant à sa disposition, on pourra le préparer en le mouillant avec de l'eau chargée d'argile. La plupart du temps ces sables ainsi que l'argile contiennent aussi quelques terres calcaires; cela est moins nuisible pour les petites pièces que pour les grosses, parce qu'alors le sable est fusible, et la grande chaleur que les grosses pièces communiquent aux moules dans lesquels on les coule en vitrifie la surface intérieure.

On dit qu'une pièce a de la *dépouille*, lorsqu'on peut la retirer de son moule sans briser aucune partie de celui-ci; telle est, par exemple, une portion de sphère plus petite qu'une demi-sphère, tel est aussi un demi-cylindre, un cône, un tronc de cône lorsqu'il est engagé par sa petite base, etc. Au contraire, lorsqu'un corps est engagé dans du sable battu, et qu'à l'un des endroits engagés il est plus large qu'à l'entrée du creux qu'il occupe dans le sable, tel qu'une sphère qui y serait plus d'à moitié engagée, il

est évident qu'on ne peut pas l'en retirer ; même si, sans être plus large dans l'intérieur du sable qu'à l'entrée, il l'était autant, en le retirant, il frotterait le sable qui n'a pas une solidité suffisante pour supporter ce frottement sans se briser en quelques endroits : dans un cas comme dans l'autre, on est obligé de décomposer le modèle ou le moule, ou tous les deux, en plusieurs parties dont chacune séparément ait de la dépouille ; de là résultent plusieurs dispositions de moulage. Nous en distinguerons trois : le moulage découvert, le moulage en châssis composés de plusieurs pièces superposées, et le moulage en pièces rapportées. Nous rapporterons un ou deux exemples de chacune, qui pourront donner une idée de tous les autres.

On coule la plupart du temps dans des moules découverts des plaques, des contre-cœurs de cheminée, des enclumes, des barres et tous les objets qui ont une face plane qui n'a pas besoin de beaucoup de justesse. On prépare d'abord sur le sol de l'atelier une surface de sable bien horizontale et légèrement comprimée, on le saupoudre de charbon tamisé, pour empêcher que le modèle s'y attache, on y pose celui-ci et on l'y enfonce en y montant dessus, on foule du sable sur ses côtés, tout le tour, jusqu'à ce qu'il soit arrivé à sa hauteur, et il ne reste plus qu'à retirer le modèle avec soin pour ne pas endom-

mager le moule. Si on coulait directement la fonte sur le moule, sa chute y occasionerait des déformations plus ou moins grandes; c'est pourquoi on prépare sur le côté une rigole inclinée, et c'est sur cette rigole qu'on verse la fonte qui de là coule dans le moule. Si le modèle a peu de largeur relativement à son épaisseur, tel qu'un barreau rectangulaire, il est quelquefois difficile de ne pas briser le moule en le retirant; alors on divise le modèle en deux parties fixées l'une à l'autre, telles que la première qu'on retire ait de la dépouille et que la seconde soit moins large que le creux du moule, *fig.* 33.

Le moulage dans les châssis superposés se compose ordinairement de deux châssis et souvent d'un plus grand nombre : ces châssis sont de bois ou de fonte et sont retenus les uns aux autres par des crochets. Soit, pour exemple, un cylindre creux : le moule sera divisé en deux parties, et presque toujours le modèle aussi; ce modèle ne sera pas creux comme le cylindre qu'on veut obtenir, mais portera aux extrémités des petits bouts de cylindre, nommés *portées*, du même diamètre que le vide qu'il doit y avoir. Dans l'intérieur, on posera une moitié du modèle sur une planche, et par-dessus un châssis, *fig.* 34, qui est composé de quatre plaques de fonte ou de bois : on saupoudrera le modèle de poudre de charbon, et on y mettra du sable que l'on y

comprimera couche par couche, d'abord avec les mains, ensuite avec un pilon de bois ; le châssis plein, on le retournera, on posera sur cette moitié du modèle l'autre moitié dont la place doit être fixée par de petits cônes de bois, nommés goujons, qui entrent dans des trous de même diamètre qui sont à l'autre moitié du modèle; on pose par-dessus l'autre moitié du châssis qu'on fixe au moyen des crochets, puis, après avoir saupoudré le modèle, on moulera cette moitié comme on avait fait l'autre : on ouvre le moule, on en retire le modèle. L'opération du moulage serait terminée, si l'on voulait avoir un cylindre massif; mais, pour l'avoir creux, il faut préparer un *noyau* qui se fait en terre cuite, le sable n'aurait pas assez de fermeté pour se soutenir. Le noyau se fait sur un arbre en fer : on l'entoure d'abord de terre grasse, mêlée de paille hachée et de crottin de cheval, on y mêle souvent du chanvre qui empêche le noyau de se fendre en séchant. L'arbre est fixe sur les pointes d'un tour, ce qui permet de lui donner une forme bien ronde au moyen d'une règle. Lorsqu'on approche de la surface, on met de la terre plus fine et moins mêlée de paille : ensuite on fait cuire ce noyau. Les matières combustibles qu'on y a mises le rendent poreux et font qu'il *prend air*, c'est-à-dire qu'il est perméable aux gaz et à la vapeur qui s'échappent lorsqu'on coule la

pièce. Le noyau ayant été fait plus long que le cylindre, on le place dans le moule, et l'excédant se loge dans les cavités qui ont été formées par les *portées* dont nous avons parlé ci-dessus. Avant de sortir le modèle du sable, on perce souvent celui-ci avec des morceaux de fil-de-fer en divers endroits. Ces petites ouvertures sont destinées à donner passage à la vapeur qui s'échappe au moment de la coulée; enfin, avant de rejoindre les deux morceaux du moule, on y pratique deux ou trois ouvertures communiquant au-dehors, l'une, nommée *jet*, pour verser la matière; l'autre, nommée *évent*, pour laisser sortir l'air à mesure que la fonte remplit le moule. Dans les pièces d'une forme compliquée, il doit y avoir un évent à chaque partie du moule où la matière doit s'introduire en remontant. Très souvent on fait sécher le moule dans une étuve, les pièces en sont beaucoup plus saines et ne manquent pas si souvent. On enduit souvent l'intérieur des moules d'une eau chargée de poussière de charbon et de carbure de fer, cela empêche la surface du métal de s'oxider.

Lorsque le modèle ne peut pas, comme un simple cylindre, se décomposer en deux parties seulement, dont chacune ait de la dépouille, on le partage en un plus grand nombre. Nous donnerons pour exemple une pièce de canon.

Le modèle de la pièce de canon se partage en huit pièces principales, sans compter les tourillons, astragales et oreillons. Le moule se partage en six tronçons, chacun de ces tronçons est contenu dans un châssis de fonte, composé de deux parties dans le sens de sa longueur, réunies l'une à l'autre par des boulons à clavette. Le modèle est en cuivre, creux; il porte dans l'intérieur des crochets qui servent à le soulever au moyen d'une grue; les astragales, les tourillons et les anses, si c'est une pièce d'artillerie de terre, sont fixés au modèle principal par des vis dont la tête est dans l'intérieur de celui-ci. On commence par mouler le cul-de-lampe *a*, *fig.* 35; on pose ce tronçon du modèle sur une planche et le châssis dessus, en les plaçant bien concentriquement et le fixant à la planche par des boulons qu'on clavette par-dessous; on introduit entre deux du sable qu'on comprime couche par couche jusqu'à que le châssis soit plein. Cette partie du modèle se compose de deux pièces, le cul-de-lampe et la moitié du bouton, qu'on ne met que successivement pour opérer avec plus de commodité. Il est entendu que, soit ici, soit dans tout ce qui va suivre, on doit toujours frotter avec de la plombagine et saupoudrer de poussière de charbon toutes les pièces avant de les engager dans le sable; ensuite onsuperpose la partie du modèle qui se compose de l'autre

moitié du bouton et des oreillons qui doivent servir à tenir la pièce sur la forerie. On la moule de même que la précédente, puis on pose dessus la plaque qui ferme le moule, et on la clavette; alors on retourne les deux parties du moule et on superpose le modèle du premier renfort et la partie du châssis correspondant, qui porte par côté deux boîtes destinées à contenir les tourillons. Ces boîtes ne sont pas closes par les bouts, et c'est par là qu'on comprime le sable autour des tourillons. On continue de la même manière les autres parties du moule indiquées dans la figure : le cône tronqué, *c d*, qu'on voit au delà de la bouche du canon, se nomme masselotte; cette partie du modèle est en bois, parce qu'elle n'a pas besoin d'autant de précision que le reste, devant être détachée de la pièce; et n'étant destinée qu'à rendre la masse plus compacte. Le moule étant fini, on déclavette les boulons qui assemblent les tronçons du châssis en *ef*, *gh*, *ik*, et on enlève successivement ces divers tronçons avec une grue; chacun emporte avec lui les parties du modèle qu'il contient; pour les sortir, on ôte d'abord les vis qui fixent à ces parties les astragales et les tourillons; puis on tire par les bouts les diverses pièces du modèle du côté où elles ont de la dépouille; ensuite on tire facilement en dedans les astragales et les tourillons. Les deux pièces *m n*

ayant moins de dépouille que les autres, on est obligé de les repousser à grands coups de masse qu'on frappe sur un tampon de bois, posé sur une extrémité; quelquefois même on est obligé de desserrer pour un instant les clavettes latérales *r*, *s*, *t*. Le modèle enlevé, on laisse sécher le moule dans une étuve et on l'assemble ensuite, ou bien on l'assemble auparavant. Pour la commodité du travail, ce moule se fait dans une fosse ou espèce de puits dans lequel le moule est enterré. Pour les pièces qui ont des anses, le moulage de celles-ci se fait en pièces rapportées, comme nous allons l'expliquer.

581. *Moulage en pièces rapportées.* Lorsque l'objet à mouler a des formes encore plus irrégulières ou plus compliquées, comme les objets de sculpture, tels qu'un aigle, une statue, etc., on est obligé de diviser le moule, non-seulement par plusieurs sections parallèles, mais aussi suivant d'autres directions. Soit, par exemple, un chapiteau corinthien, *fig.* 36, le châssis sera divisé en sept sections horizontales ou assises. L'assise inférieure, *fig.* 37, sera d'une seule pièce, et formera un simple plateau de sable battu qui pourra être retenu par-dessous par une plaque de fonte. Ce plateau de sable portera dans son milieu une ouverture destinée à recevoir le noyau. La seconde assise, *fig.* 38, sera composée de huit pièces, dont chacune moulera les moitiés de deux

feuilles voisines, et formera l'entre-deux : *a b* sont des liens de fer fixés aux châssis et destinés à soutenir cette masse de sable battu. Lorsqu'on bat une de ces huit pièces, on la fait un peu plus large qu'elle ne doit être, et ensuite on la tranche juste en face du milieu des feuilles, afin qu'elle ait assez de dépouille pour se séparer du modèle sans se briser; on la saupoudre de charbon, puis on bat celle d'à côté qui se moule contre elle, et ainsi de suite; on fait de même la troisième et la quatrième assise, ainsi que la cinquième, *fig.* 39, 40, 41. Quant à la sixième, *fig.* 42, elle peut être d'une seule pièce : si cette partie du modèle se détache du reste, on peut l'enlever de dedans le moule par-dessus; enfin la septième, *fig.* 43, n'est qu'un plateau de sable comme celui du bas. On désassemble ces diverses pièces dans le même ordre où elles ont été assemblées, on retire le modèle et on les rassemble en y introduisant le noyau qui se prépare comme nous l'avons dit ci-dessus.

582. *Moulage en terre.* Le moule en terre ne se divise pas comme le moule en sable, et le modèle qui est ordinairement aussi en terre, se brise pour l'extraire du moule. Nous allons donner pour exemple le moulage d'une cloche. La terre qu'on emploie est préparée à peu près comme celle des noyaux dont nous avons parlé précédemment, mais avec un peu plus de soin.

On forme d'abord une assise de maçonnerie de briques et de terre, en conservant quelques ouvertures vers le milieu, pour donner passage à l'air, pour alimenter le feu qu'on doit faire dans l'intérieur; ensuite on monte un petit mur de briques, ayant à peu près la forme de l'intérieur de la cloche, et lorsqu'il est environ au tiers de la hauteur qu'il doit avoir, on y place un morceau de fer à trois branches, ayant au milieu un œil dans lequel on place la pointe d'une barre de fer, dont la partie supérieure, ronde, est logée dans un enfourchement, ce qui laisse à cet axe la liberté de tourner sur lui-même. Cet axe porte par côté une autre pièce de fer, composée de deux barres réunies par les deux bouts, et fixée à l'axe par un tenon et une clavette; c'est entre ces deux branches qu'on fixe, au moyen de coins, une planche ayant du côté de l'axe la forme exacte du profil de l'intérieur de la cloche, et sur laquelle est tracé aussi le profil de l'extérieur et une autre ligne à quelques pouces de celle-ci. En faisant tourner l'axe, on examine si les deux positions opposées de ce calibre sont bien distantes d'une quantité égale au diamètre que doit avoir la cloche, et on change sa position dans le *loquet*, jusqu'à ce que cette condition soit remplie. Alors on continue la maçonnerie du noyau en laissant au haut une ouverture suffisante pour jeter du charbon dans l'inté-

rieur où on allume du feu pour sécher le moule à mesure qu'il s'avance; on recouvre le massif du noyau de terre à laquelle on donne la forme convenable en faisant tourner le calibre, *a b*, *fig.* 44. Cela fini, on le laisse sécher vingt-quatre heures et on y donne une légère couche de terre en bouillie claire qu'on façonne de même. Lorsqu'elle est sèche, on revêt le noyau de graisse qu'on égalise en tournant le calibre; puis on enlève celui-ci avec le loquet, et on le coupe jusqu'au second trait qui doit former l'extérieur de la cloche. On recouvre le noyau de terre avec les mains, jusqu'à ce qu'il y en ait une couche suffisante pour être atteinte partout avec le calibre : c'est elle qui forme le modèle. On enlève le calibre et on y pratique des coches partout où on veut former des cordons sur la cloche, on le remet en place, et on revêt le modèle de suif qu'on égalise avec le calibre qui y forme des cordons de suif. Quelques-uns de ces cordons sont de simples ornemens, d'autres servent à marquer la place des inscriptions. Cela fait, on enlève le calibre, et on colle sur la cloche les ornemens et les inscriptions qu'elle doit porter : ils sont faits de cire mêlée de graisse, et se forment avec les mains dans des moules de buis ou de corne. On recoupe le calibre jusqu'au troisième trait, et on recouvre la cloche d'une nouvelle couche de terre nommée chappe, dans

laquelle on doit mettre des fils de chanvre, afin de la consolider et d'éviter les fentes. On fait chauffer assez pour fondre la graisse et la cire et sécher les diverses parties; ensuite on enlève la chappe au moyen d'une grue. On brise le modèle pour découvrir le noyau, on recouvre l'ouverture de celui-ci d'un plateau de terre portant l'anneau auquel on doit pendre le battant de la cloche, et on remet la chappe en place; elle a aussi une ouverture dans le haut : c'est sur cette ouverture qu'on pose le moule des anses, qui a été fait, soit en faisant leur modèle en cire, qu'on fait ensuite fondre dans la terre dont on l'a revêtu, soit en formant plusieurs morceaux de terre sur un modèle en matière solide, de manière que chaque pièce en particulier ait de la dépouille; puis, après avoir retiré le modèle, on enferme le tout dans une enveloppe de terre, et on place ce moule sur la chappe en l'y consolidant par une quantité suffisante de terre. Sur les anses, on ménage deux ouvertures, l'une, par laquelle on fait couler la matière, se nomme jet; l'autre, par laquelle l'air s'échappe, se nomme évent.

583. *Moulage à cire perdue.* Presque toujours, pour le moulage des statues, on fait d'abord un moule en plâtre, on construit ensuite un noyau en terre, laissant tout autour de lui dans le moule une épaisseur aussi égale que pos-

sible : ce noyau est soutenu par une carcasse intérieure de fer, nommée *armature*. On coule la statue en cire, on applique la chappe sur ce modèle de cire, comme nous l'avons dit pour les cloches, ensuite on fait fondre la cire ; elle laisse précisément le vide que le bronze doit remplir : c'est ce qu'on nomme moulage à cire perdue.

De la fusion.

584. La fusion des métaux s'opère dans plusieurs espèces de fourneaux. Ici, nous en indiquerons trois qui sont presque les seuls employés : ce sont le fourneau à creuset, le fourneau à réverbère et le fourneau à la Wilkinson. Nous ne parlons ici que des fourneaux employés à la fusion des métaux, nous avons parlé des hauts-fourneaux à l'article de l'extraction du fer.

Le *fourneau de forge*, ou fourneau à creuset, est quelquefois une simple forge ordinaire, sur le feu de laquelle on place un creuset : c'est celle qu'on emploie lorsqu'on a peu de matière à fondre à la fois, par exemple, pour la fusion de l'or et de l'argent. Quelquefois même on place simplement le creuset dans un fourneau sans soufflet, dont le tirage est déterminé par un conduit élevé. Ces dispositions sont assez simples pour que nous ne nous y arrêtions pas.

La figure 45 représente le fourneau à creuset, employé lorsqu'on veut obtenir un très haut

degré de chaleur ou qu'on a une certaine quantité de métal à fondre; c'est celui qu'emploient ordinairement les fondeurs en cuivre et en bronze. On y fond aussi quelquefois de la fonte pour couler de petits objets. Pour mouvoir les creusets lorsqu'ils sont chauds, il convient qu'ils ne contiennent que 50 à 60 livres de métal. Si on a de plus grosses pièces à couler, on peut la fondre dans plusieurs creusets à la fois. On peut ainsi fondre 600 à 800 livres dans une douzaine de creusets : si on en a davantage à fondre, il convient d'employer le fourneau de réverbère.

La masse du fourneau est composée de briques qui doivent être réfractaires, celles du moins qui forment les parois intérieures; l'ensemble du fourneau, qu'il soit rond ou carré, est cerclé en fer, afin d'éviter qu'il se déforme par la très grande chaleur à laquelle il est exposé; l'intérieur se compose d'une chambre à air *a*, qui est une cavité inférieure dans laquelle vient se rendre le vent du soufflet par une ouverture au fond *b* : cet espace est fermé sur le devant par une porte mobile qu'on ouvre, soit pour nétoyer le fourneau, soit lorsqu'on l'allume avant de souffler pour chauffer le creuset peu à peu. La partie qui contient le creuset est séparée de cette chambre à air par une brique réfractaire, laissant aux quatre coins un passage au vent. Sur cette brique s'en pose une autre ronde *c*, pour élever

un peu le creuset qui est posé dessus. Lorsque l'intérieur est rond au lieu d'être carré, on peut distribuer autour six ou huit ouvertures au lieu de quatre. On peut voir sur la figure la grandeur des diverses parties qu'on peut au reste faire varier suivant les circonstances. Avant de fondre, on doit chauffer peu à peu le creuset, jusqu'à le faire rougir, et examiner s'il n'est pas fendu, avant d'y introduire le métal. Le couvercle du creuset est en même matière; mais quelquefois en fer, surtout lorsque c'est du cuivre qu'on fond; car pour la fonte, il faut une chaleur plus considérable. Comme le métal occupe dans le creuset moins de place à mesure qu'il se fond, on l'y introduit en plusieurs fois, ce qu'on nomme plusieurs *charges*.

On se sert souvent et on se servait toujours autrefois de charbon de bois qu'on met tout autour du creuset, jusqu'à le recouvrir; mais aujourd'hui plusieurs fondeurs y substituent du coak (801) : il en résulte une économie de plus de moitié. Quelques-uns même emploient de la houille; mais cela crasse le fourneau, produit une fumée et une odeur très désagréables, et ne donne pas un feu aussi régulier.

Pour tirer le creuset du fourneau, on se sert de pinces nommées *hapes*, *fig.* 46. Si on fond dans plus de deux creusets, on commence par verser le métal dans une ou deux cuillers de fer, portées

sur un brancard à bras, revêtues de terre, qu'on a fait rougir, afin de ne pas refroidir le cuivre qu'on y verse, et capables de contenir trois ou quatre cents livres ; et c'est avec ces cuillers qu'on verse dans les moules. Quelquefois la fonte perd de sa qualité et devient cassante par sa fusion dans les creusets, surtout si on la laisse long-temps en fusion. Pour l'améliorer, on a essayé d'y introduire diverses compositions : un mélange de parties égales de sel ammoniac et de charbon pilé, produit de très bons effets; il faut l'introduire dans l'intérieur du bain, ce qu'on peut faire avec un morceau de bois ; s'il restait à la surface, il ne produirait pas l'effet désiré. Un quart pour cent de fonte est suffisant, et quoiqu'on n'ait pas expliqué d'une manière bien claire la théorie de cette opération, l'expérience néanmoins paraît en avoir confirmé les bons effets.

585. *Fourneau à réverbère.* Ce fourneau, représenté par la figure 47, se compose :

1° Du *cendrier* dans lequel on descend par un escalier, pour remuer avec un ringard le charbon qui est sur la grille, afin de dégager celle-ci et faciliter le passage de l'air.

2° De la *grille*, qui est composée de barreaux carrés ou plutôt prismatiques, et plus larges à leur partie supérieure qu'au-dessous : ils sont supportés sur deux traverses de fer, fixées des

deux côtés aux murs; ils ne sont que posés sur ces supports, de sorte qu'on a la facilité de les éloigner ou rapprocher les uns des autres, et de les enlever pour nétoyer l'intérieur de la chauffe.

3° Du *foyer*, qui est l'espace compris entre la grille *a*, le mur en briques réfractaires *b*, dont la partie supérieure se nomme autel, et la voûte *c*. Le charbon s'introduit par une ouverture latérale qui est fermée quelquefois par une porte revêtue de terre réfractaire et souvent par de la poussière de charbon, qu'on entasse dans cette ouverture qui n'a pas plus de deux décimètres de hauteur.

4° De l'*autel d*, qui est formé par le haut *e* du mur du foyer et par une couche *f* de sable réfractaire inclinée; c'est sur cette couche qu'on met le métal à fondre, par une porte latérale, fermée avec une plaque revêtue d'une épaisse couche de terre réfractaire.

5° Du *creuset g*, qui fait suite à l'autel et qui a une inclinaison plus grande : ces deux parties ensemble se nomment la *sole*; c'est dans la partie la plus basse *h* que le métal coule à mesure qu'il fond. A cette partie du creuset il y a une ouverture bouchée avec de la terre; c'est cette ouverture qu'on débouche en la frappant du dehors avec une barre de fer, lorsqu'on veut faire couler la matière hors du fourneau par une rigole préparée et qui la conduit dans les moules. Au-dessus est une porte *i*, par laquelle on puise la matière

avec des cuillers de fer revêtues de terre pour couler les pièces plus petites.

6° De la *cheminée k*, qui doit avoir au moins 18 à 20 mètres d'élévation.

On commence à couler le métal dans les moules aussitôt qu'il est fondu, ce qu'on voit facilement, puisqu'il n'y en a plus sur l'autel.

Toutes les parties du fourneau et de la cheminée sont reliées de fer, pour éviter les fentes que ne manquerait pas de produire la grande chaleur à laquelle ils sont exposés.

Plusieurs fondeurs mettent, avant la fonte, une couche de verre pilé sur la sole; il entre en fusion, monte à la surface du métal fondu et en prévient l'oxidation.

Les formes du fourneau de réverbère varient suivant l'usage auquel il est destiné; celles que nous venons de donner sont celles du fourneau qu'on emploie à la fonte du fer: il sert également à celle du cuivre, du bronze et du métal de cloche.

Lorsqu'il est employé à la calcination de quelques matières sèches, on fait la sole *d h* plane et horizontale; on ferait de même s'il s'agissait d'échauffer un liquide ou quelque matière pâteuse.

Les figures 48, 49, représentent le fourneau de réverbère spécialement employé par les fondeurs de cloches qui fondent au bois : *a*, escalier qui descend au cendrier; *b*, cendrier qui s'étend sous la grille; *c*, grille et foyer; *d*, ouverture

par laquelle on jette le bois sur la grille, et qui est recouverte par une plaque de fer enduite de terre; *e*, voûte ronde et surbaissée, formant l'intérieur du fourneau; *f*, sole dont toutes les parties sont inclinées du côté de l'ouverture *g*, qui est bouchée intérieurement par un bouchon de terre pyramidal qu'on peut bien pousser de dehors en dedans, mais non de dedans en dehors. Cette sole est formée de sable réfractaire battu; *h*, voûte qui communique du foyer à l'intérieur du fourneau; *i*, portes latérales par lesquelles on introduit le métal, et au-dessus desquelles sont les cheminées *k*. Pour construire ce fourneau, on bâtit d'abord un mur circulaire de un ou deux décimètres de hauteur, dans lequel on réserve les quatre ouvertures *m*; ensuite on dresse en sable battu un massif ayant la forme de l'intérieur du fourneau, et on construit la voûte sur ce massif qu'on extrait ensuite, soit par les portes latérales, soit par le foyer, avant de placer les barreaux qui forment la grille.

Les moules des cloches se placent dans une fosse, et on les y enterre de manière que l'ouverture du moule par où le métal doit entrer, soit un peu plus basse que le niveau *n*, et on fait de l'un à l'autre une rigole de sable battu, à laquelle on donne une pente de $\frac{1}{10}$ de sa longueur.

586. *Fourneaux à la Wilkinson.* Ces fourneaux sont en petit de véritables hauts-four-

neaux. On en fait depuis un mètre et demi jusqu'à trois mètres de hauteur : on peut facilement y fondre de 200 à 400 kil. de fonte en quatre heures, selon leur grandeur. On peut les construire de diverses manières ; voici la plus simple :

L'enceinte extérieure peut se faire en fonte, ormée de plaques courbes pour lui donner une forme ronde, ou de plaques droites pour lui donner une forme polygonale, ordinairement hexagone ou carrée ; on peut également la former de briques avec quelques ceintures de fer ; cela est plus économique, mais moins solide et moins durable. L'intérieur se forme de sable réfractaire battu : on ménage au milieu une ouverture cylindrique, égale au plus petit diamètre intérieur, *fig.* 50, au moyen d'un modèle de bois, soit massif, soit formé de planches flexibles, clouées sur des cerceaux. Le sable étant bien battu, on façonne l'intérieur du fourneau, comme l'indique la figure, au moyen d'un outil tranchant ; puis on pratique dans le sable quatre ouvertures, l'une au bas *b*, destinée à donner issue à la matière fondue. Ici, observons que si le fourneau a été établi sur une plaque de fonte, il faut qu'il y ait dessus une épaisseur de sable battu, et que ce n'est qu'au-dessus de cette épaisseur qu'aboutit l'ouverture dont nous parlons. Au-dessus est une ouverture plus grande *c*, qu'on bouche avec une brique réfractaire, en-

tourée d'un peu de terre. Cette ouverture sert à voir la matière fondue et observer ce qui se passe dans le fourneau ; sur les côtés sont deux autres ouvertures *e*, destinées à donner passage aux tuyères de deux soufflets : quelquefois cependant on n'emploie qu'un seul soufflet. Ces soufflets peuvent être construits de plusieurs façons : tantôt ils sont de bois revêtu de cuir, tantôt en entier de bois avec des règles de bois, poussées par des ressorts qui frottent contre les parois, tantôt ce sont des cylindres métalliques avec des pistons dans l'intérieur ; c'est cette dernière construction que nous avons représentée *fig.* 51. Nous avons aussi supposé que chacun des deux cylindres est à double effet, c'est-à-dire agit en remontant aussi bien qu'en descendant. Lorsqu'il remonte, l'air entre dessous par la soupape *a*, et est refoulé en haut par la soupape et le tube *b* ; lorsqu'il descend, c'est par *c* que l'air entre, et par *d* qu'il est refoulé dans le réservoir *e* ; l'autre piston produit le même effet. Le réservoir, formé de deux plateaux *f g*, réunis par un cuir, pourrait également être formé d'un cylindre avec un piston chargé d'un poids, comme le plateau *g* : il est destiné à recevoir l'air comprimé des soufflets, et à régulariser la force du vent. De ce réservoir part un tube qui se bifurque et va donner du vent à chacune des deux ouvertures *e*, *fig.* 50. L'appareil *h i*, *fig.* 51, sert

à rendre rectiligne le mouvement du piston, comme nous l'expliquerons dans notre traité de mécanique. L'intérieur du fourneau est formé de quatre parties : *f*, *fig.* [illegible], le creuset, dont le fond se nomme aussi la *sole* ; *g*, la chauffe ; *h*, les étalages ; *i*, la trémie, dont l'ouverture se nomme gueulard comme dans un haut-fourneau [illegible]. Lorsqu'on veut fondre, on emplit d'abord le fourneau de charbon de bois ou de coak [illegible], on y met le feu et on souffle. A mesure que le charbon descend, on remplace le vide formé au gueulard par du charbon entremêlé de morceaux de métal, dans le rapport de 3 de charbon à 5 de métal. Si le fourneau n'a pas encore servi, il faut le chauffer quelques heures avant d'y introduire le métal. L'ouverture *b* a été bouchée avec un tampon de terre ; lorsque la fonte est faite, on repousse ce tampon en le frappant à coups redoublés avec une barre de fer, et on reçoit le métal fondu, soit directement dans le moule, soit dans une cuiller pour le transporter dans le moule.

58[illegible]. Le fer tel qu'il sort des usines où on le fabrique, par l'un des procédés que nous avons exposés, sous des dimensions ou des formes qui souvent ne conviennent pas aux usages auxquels on doit l'employer, c'est pourquoi une grande partie, avant d'arriver à la consommation passe dans des usines secondaires, où on change soit

ses dimensions, soit sa forme; ces usines sont de trois espèces : 1° les *martinets* et *fenderies*, où on réduit le fer à de plus petites dimensions; 2° les *tôleries*, où on le réduit en lames minces désignées par le nom de tôle; 3° les *fileries*, où on le réduit en fils.

On donne le nom de *martinet* à un marteau mu par l'eau ou une machine à vapeur, et qui est destiné à forger le fer; mais on désigne aussi par ce nom l'usine même où s'opère ce travail.

Le travail des martinets consiste souvent simplement à forger le fer tel qu'il sort des usines où on le fabrique, pour le réduire à de plus petites dimensions, soit en barreaux carrés de 8 à 15 millimètres, connus sous le nom de carillon, soit plats de 15 à 20 millimètres, sur 4 ou 5 d'épaisseur; soit en barres rondes de 9 à 15 millimètres; mais souvent aussi le martinage a pour but d'améliorer le fer, et alors on réunit plusieurs barreaux plats les uns sur les autres, et après les avoir fait rougir on les forge sous le martinet pour en faire une seule barre.

Les martinets dont il est question ici sont de même forme que ceux dont nous avons parlé (570), excepté qu'ils ne pèsent que depuis 40 kil. jusqu'à 200 kil.; l'enclume est disposée de même sur un massif de bois et de maçonnerie propre à résister aux chocs continuels auxquels elle est soumise; le foyer est à peu près semblable à

ceux d'affinerie (570), excepté qu'il est plus haut, afin que les ouvriers aient moins à se baisser. Dans un martinet il n'y a habituellement que deux ouvriers, un *chauffeur* et un *martineur*; si on travaille nuit et jour, il y en a quatre; deux ouvriers peuvent forger 200 kil. à 250 kil. par jour, et emploient 300 à 350 kil. de charbon. On place sur l'aire du fourneau une vingtaine de barres de fer réduites à 60 centimètres ou 1 mètre de longueur, et le chauffeur les approche graduellement du feu et les remplace à mesure que l'une étant rouge il la porte au martineur. Chaque barre se forge en trois fois, une première fois au milieu, ensuite successivement à chaque bout. Ce travail se fait comme celui des grandes usines, en forgeant d'abord en travers du marteau pour alonger la barre, et ensuite en long pour la parer. Pour le fer rond, on le forge d'abord carré à la dimension à peu près où on le désire, ensuite on abat les angles sous le martinet, et ensuite on le place sur une enclume faite exprès, qui est creusée d'une rainure demi-cylindrique, et sur laquelle frappe un martinet creusé de la même manière.

Les *fenderies* sont destinées, comme les martinets, à réduire les dimensions du fer; le travail des fenderies est beaucoup plus économique et donne des barres plus régulières que celui des martinets, mais le fer qu'on obtient est d'une

moindre qualité : les barres en s'alongeant sous le martinet prennent plus de nerf, tandis que dans les fenderies comme on diminue les dimensions du fer en partageant la barre en plusieurs morceaux sur sa largeur, la qualité reste la même qu'avant d'être fendues.

Les appareils d'une fenderie consistent en cylindres unis, cylindres rainurés, découpoirs et chaufferies : les cylindres unis ou laminoirs ont 70 centimètres de long, savoir : au milieu 18 centimètres de table ou partie unie, ayant 25 centimètres de diamètre; ensuite 12 de chaque côté pour les tourillons, ayant 12 centimètres de diamètre; et enfin, une partie carrée de 14 centimètres à chaque bout, ayant 12 centimètres de diagonale; ces bouts carrés entrent dans un manchon de même forme qui s'emboîte d'autre part sur l'arbre d'une roue hydraulique ou d'une machine à vapeur; les deux cylindres sont mus en sens contraires, soit par une même roue à l'aide d'un engrenage, soit par deux roues différentes. Ces cylindres servent à applatir les barres à l'épaisseur que doivent avoir les verges qu'on veut obtenir.

Les cylindres rainurés ne diffèrent des précédens nommés *espatards*, que parce qu'ils portent des rainures en demi-rond chacun, destinées à arrondir les verges carrées pour en faire des verges cylindriques.

Les découpoirs consistent en rondelles d'acier ayant l'épaisseur que doivent avoir les verges qu'on veut obtenir; ces rondelles, ont un trou au milieu, dans lequel entre un arbre, ayant des tourillons et des bouts carrés comme les cylindres, ces rondelles sont alternativement plus petites et plus grandes, et rangées de manière que chaque grande rondelle du cylindre supérieur entre entre deux rondelles du cylindre inférieur. Lorsqu'on présente une barre aplatie entre ces découpoirs, chaque rondelle en en poussant une partie entre les deux rondelles qui sont en face, fend la barre en autant de barreaux que sa largeur le comporte; pour empêcher ces barreaux de s'enrouler autour des cylindres, il y a entre chaque intervalle des rondelles, un morceau de fer incliné et fixe nommé fourchette, qui s'introduit entre le cylindre et la verge fendue. Ainsi, avec un découpoir formé de 24 rondelles, savoir 6 grandes et 5 petites en haut, 7 grandes et 6 petites en bas, on obtient d'une barre aplatie à 6 millimètres d'épaisseur et 66 millimètres de largeur, 11 verges carrées de 6 millimètres; ce sont les plus petites qu'on obtienne, les plus grosses ont de 20 à 24 millimètres, et on n'en obtient que 3 à la fois.

La chaufferie consiste en un four à réverbère, dont la sole est horizontale, et dont la voûte assez élevée du côté du foyer, et très surbaissée

du côté de la cheminée, ce qui égalise la chaleur; on y dispose les barres de manière que la flamme puisse circuler entre elles; le travail nécessite cinq ouvriers, l'un soigne la chaufferie, un second porte les barres sous l'espatard pour les aplatir, un troisième en face de lui les reçoit à mesure qu'elles passent, un quatrième les prend toutes chaudes, et les porte sous le découpoir, le cinquième en face de celui-ci les reçoit au sortir du découpoir et les porte dans l'atelier où on les met en paquet. Quelquefois il n'y a que trois ouvriers, et il n'y a qu'un équipage et une roue hydraulique; on y monte successivement les cylindres et les découpoirs; on est obligé de chauffer deux fois, une fois pour aplatir et une fois pour découper, ce qui occasione une perte réelle.

Sur les découpoirs tombe continuellement un filet d'eau pour les empêcher de se détremper.

588. Les *tôleries*, comme l'indique leur nom, sont des usines dans lesquelles on réduit le fer en plaques minces nommées tôle. On chauffe le fer dans un four de réverbère, dont la sole a environ 2 mètres de long et de large, et dont la voûte d'abord très élevée s'abaisse beaucoup vers la cheminée, afin d'égaliser le chauffage. Pour la fabrication de la tôle, il est nécessaire de choisir du fer doux et très ductile; autrefois on la fabriquait sous des martinets dont la panne

large frappait sur une enclume ou tas d'acier de même largeur; l'épaisseur était nécessairement irrégulière, c'est pourquoi aujourd'hui on y a substitué des cylindres de fonte qu'on dresse avec soin sur le tour, et qui sont mus par l'eau ou une machine à vapeur. On aplatit d'abord les barres sous un cylindre étroit, et on les coupe en morceaux ou *languettes* d'une longueur proportionnée aux dimensions de la tôle qu'on veut obtenir, et ensuite on les passe successivement entre les cylindres qu'on serre peu à peu. Lorsqu'elles y ont passé trois à cinq fois, suivant les circonstances, on les réchauffe pour les y passer de nouveau; lorsque la tôle arrive à une petite épaisseur, on en passe plusieurs feuilles à la fois.

Le fer n'est pas le seul métal qu'on amincisse en lames sous des cylindres nommés laminoirs, on travaille de même le cuivre, le zinc et le plomb; le premier surtout forme une fabrication assez importante à cause de la grande quantité de feuilles de cuivre qu'on emploie pour le doublage des vaisseaux.

589. Les *fileries* sont des usines dans lesquelles on réduit le fer en fils depuis 14 millimètres jusqu'à $\frac{1}{5}$ de millimètre de diamètre. Les ateliers où on prépare du gros fil de fer portent spécialement le nom de tréfileries, les autres celui de tireries.

Pour réduire le fer en fils, on le fait passer dans des *filières;* cet instrument est formé d'une barre de fer de 40 centimètres de long, 6 de large, et 3 d'épaisseur, dans laquelle on prépare des creux destinés à contenir de l'acier qu'on y soude; l'acier qu'en emploie à cet usage est une espèce de fonte affinée qu'on trouve dans le commerce sous le nom d'*acier sauvage*; on en place des fragmens dans les creux dont nous venons de parler, on fait rougir le tout, et lorsque l'acier est presque fondant on le soude au fer à coups de marteaux frappés avec ménagement; lorsqu'il est soudé, on fait rougir la barre et on la forge en l'alongeant d'un tiers, ensuite on perce dans cette barre des trous à chaud avec des poinçons, on commence avec un poinçon un peu fort, on l'approfondit avec un poinçon plus mince, et on le finit presque avec un troisième encore plus mince. Le *tireur* le finit lui-même avec un poinçon plus fin de la grosseur juste du fil de fer qu'il veut obtenir. C'est dans la partie aciérée qu'est là le plus petit diamètre de ce trou, afin qu'il résiste mieux au travail. Une filière porte une quinzaine de trous dans la longueur; chaque trou est les $\frac{9}{10}$ du précédent, le plus gros à $12^{mm},5$ de diamètre, et le quinzième a par conséquent $2^{mm},9$; d'autres filières portent des trous depuis $2^{mm},9$ jusqu'à $0^{mm},6$; d'autres enfin depuis ce dernier diamètre jusqu'à $0^{mm},2$.

Les fils de diverses grosseurs se désignent chacun par un numéro, celui qui a 14^{mm}, et qui se prépare au cylindre ou au martinet (587) porte le numéro 30. Au-dessous chaque numéro est les $\frac{9}{10}$ du supérieur jusqu'au n° 0 de $0^{mm},6$ de diamètre, qu'on nomme passe-perle; les fils plus fins portent d'autres numéros, qui vont en croissant à mesure que le fil s'amincit, et dont chacun est les $\frac{9}{10}$ du précédent jusqu'au n° 12 qui a $0^{mm},17$.

Les gros fils sont tirés à l'aide de tenailles; les plus petits avec des tambours nommés bobines. Les tenailles destinées à cet usage ont leurs mâchoires taillées comme des limes pour que le fil ne glisse pas; les deux branches sont passées dans un anneau qui, en tirant, serre les tenailles, et, en les poussant, les desserre. Les bancs sur lesquels se fait ce travail se composent d'un fort plateau ou pièce de bois; à l'un des bouts sont deux montans en fer contre lesquels on assujétit la filière au moyen d'une traverse. Il y a ordinairement dans un même atelier trois bancs pareils, et un ouvrier à chaque qui fait passer le fil dans quatre trous successivement; les tenailles sont alternativement poussées et tirées par un levier mu par les cames d'un arbre tournant qui sert pour tous les trois; mais ils n'étirent pas autant de fil les uns que les autres. Quand le premier en tire un mètre, le second

en tire deux, et le troisième quatre; de sorte que chacun étire la même quantité de fil qui passe successivement de l'un à l'autre : le premier l'amène du n° 30 ou 14^{mm} de diamètre qui a été préparé au martinet ou au laminoir, au n° 26 ou 9^{mm}, après quoi on le recuit; le second l'amène du n° 26 au n° 22 ou 6^{mm}; on le recuit encore; et le troisième l'amène au n° 18 ou 4^{mm} de diamètre : passé ce terme, on ne le tire plus à la tenaille, mais à la bobine, et on le fait passer beaucoup plus vite dans la filière en recuisant également de 4 en 4 numéros. Chaque fois qu'on passe un fil à la filière, on est obligé d'en amincir le bout pour l'introduire dans la filière; lorsqu'il est gros, on le fait au marteau; et lorsqu'il est plus fin, à la lime. On est également obligé de graisser chaque fois le fil : on le fait avec un morceau de lard lorsqu'il est gros; lorsqu'il devient plus fin et qu'il a par conséquent plus de longueur, on place derrière la filière un sac de graisse que le fil est obligé de traverser avant de passer par la filière. Comme nous l'avons dit, on est obligé de recuire le fil de quatre en quatre numéros : lorsqu'il est gros, cela peut se faire sans inconvénient sur un feu semblable à une forge de serrurier; mais lorsqu'il est plus fin, la surface étant beaucoup plus grande, la couche d'oxide qui se forme à sa surface par le contact de l'air cause une perte no-

table ; c'est pourquoi il convient de le chauffer à l'abri du contact de l'air : rien n'est plus propre à cet usage qu'un double cylindre de fonte. Le fil roulé en cercles du même diamètre que ces cylindres se place entre deux et la flamme circule en dehors du grand et en dedans du petit. Par là le fil est chauffé de toutes parts, quoique garanti du contact de l'air.

Chaque fois qu'on passe à la filière un fil couvert d'une couche d'oxide, on est obligé préalablement d'enlever cet oxide en le passant dans du grès pilé qu'on serre fortement dans un morceau de toile grossière.